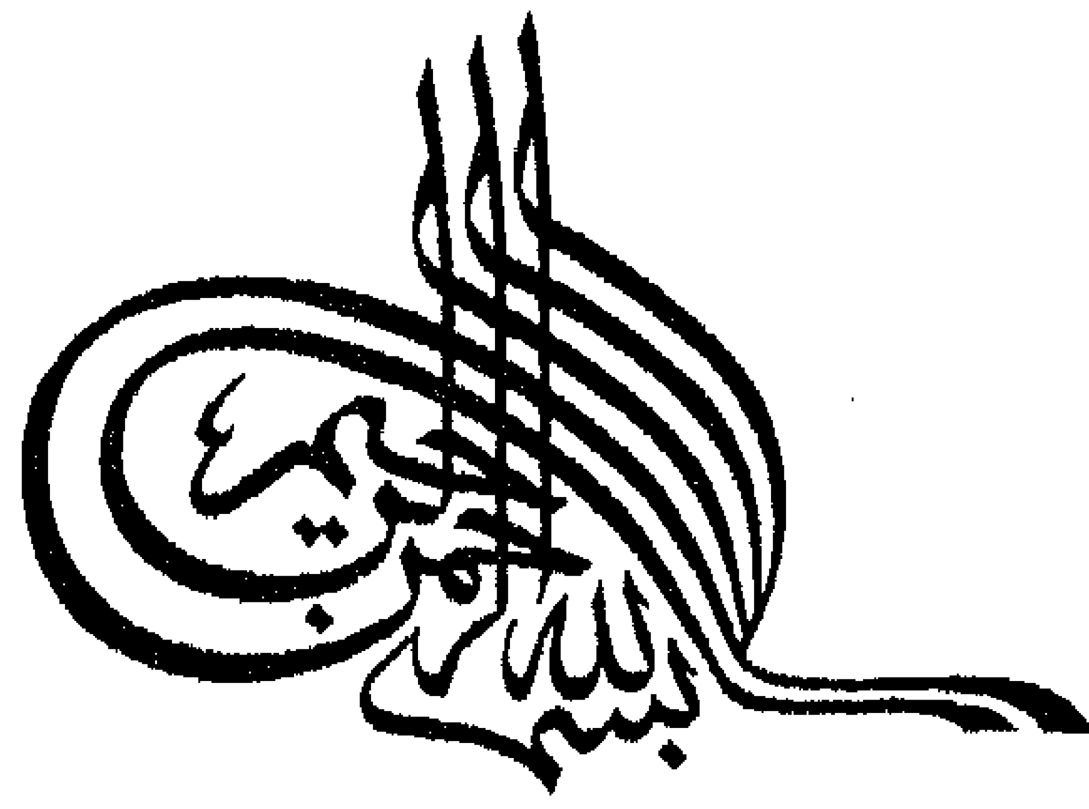
موسوعة الكيمياء الحديثة

الاستاذ الدكتور
علي عبد الحليم ورور





موسوعة

الكيمياء الحديثة

موسوعة

الكيمياء الحديثة

الأستاذ الدكتور

علي عبد الحليم ورور



رقم التصنيف : 541
المؤلف ومن هو في حكمه : علي عبد الحليم ورور.
عنوان الكتاب : موسوعة الكيمياء الحديثة.
رقم الإيداع : 2013/7/2356
الواصفات : الكيمياء//العصر الحديث/
بيانات الناشر : عمان – دار ومكتبة الحامد للنشر والتوزيع
يتحمل المؤلف كامل المسؤولية القانونية عن محتوى مصنفه ولا يعبّر هذا المصنف عن رأي دائرة المكتبة الوطنية أو أي جهة حكومية أخرى.
(ردمك) ISBN 978-9957-32-798-9

تم إعداد بيانات الفهرسة والتصنيف الأولية من قبل دائرة المكتبة الوطنية.

الطبعة الأولى 2014-1435هـ

الحامد

دار الحامد للنشر والتوزيع

الأردن - عمان - شفا بدران - شارع العرب مقابل جامعة العلوم التطبيقية
هاتف: 5231081 6 962+ فاكس: 5235594 6 962+
ص.ب. (366) الرمز البريدي: (11941) عمان – الأردن
www.daralhamed.net
E-mail : daralhamed@yahoo.com

بسم الله الرحمن الرحيم

﴿وقلْ ربِّ زدني عِلْما﴾

(سورة طه: آية 114)

المحتويات

المقدمــة

الكيمياء في الأصل كلمة عربية تعنى الكمي أي السحر الذى يدرس المادة وتفاعلاتها وعلاقاتها بالطاقة. ونظرا لتعدد واختلاف حالات المادة، والتي عادة ما تكون في شكل ذرات، فإن الكيميائيين يقومون غالبا بدراسة كيفية تفاعل الذرات لتكوين الجزيئات وكيفية تفاعل الجزيئات مع بعضها البعض.

تعريف الكيمياء:

الكيمِيَاءُ لغةً: الكيمِيَاءُ – كِيمِيَاءُ: الكِيمِيَاءُ: الحِيلَة والحِذْق، وكان يراد بها عنْد القدماء: تحويل بعض المعادن إِلى بعض. و(علمُ الكيمياء) عندهم: علمٌ يُعْرَف به طرقُ سلب الخواصّ من الجواهر المعدِنية وجَلْبِ خاصَّةٍ جديدة إليها، ولا سيّما تحويلُها إِلى ذهب. و(عند المحدثين): علمٌ يتناول دراسة خواصّ العناصر والمركّبات والقوانين التى تحكم تفاعلاتها، وبخاصَة عند اتحاد بعضها ببعض: (التركيب)، أَو تخليص بعضها من بعضٍ: (التحليل). (الكيميَائيّ، والكيمياوِيّ، والكيماويّ): المتخصّص في علم الكيمياء أَو في تطبيق قواعده. والجمع: كيميائِيُّون، وكيماويُّون، وكيماوِيُّون.

والتفاعل الكيميائي: أَن تؤثرَ مادَّةٌ في مادة أُخرى فتغير تركيبَها الكيميائي.أو هو تغيير كيميائي يحدث في المادة بتأثير الحرارة أَو الكهربا ونحوهما.

الكِيمِيَاءُ علمياً: الكيمياء علم المادة، وبخاصة خواصها، بنيتها، تركيبها، سلوكها، تفاعلاتها، وتداخلاتها التي تحدثها.

تسمى الكيمياء أحياناً بـــ (العلم المركزي) لأنها تربط الفيزياء مع العلوم الطبيعية مثل علم الفلك والجيولوجيا وعلم الأحياء.

تدرس الفيزياء المادة أيضاً ولكنها تدرس كميات الفضاء والمادة، والقوانين التي تحكمها، والكيمياء فرع من العلوم الفيزيائية ولكنها لا تتفرع عن الفيزياء النظرية.

تبدأ الكيمياء التقليدية بدراسة الجسيمات الأولية والذرات والجزيئات والمواد الكيميائية والبلورات وأشكال التجمعات الأخرى للمادة وفي الحالة الصلبة والسائلة والغازية معزولة عن بعضها أو متحدة مع بعضها. تنتج التآثرات والتفاعلات والتحولات التي تدرسها الكيمياء من التآثر بين مواد كيميائية مختلفة أو بين المادة والطاقة. يدرس هذا السلوك في المختبر وباستخدام أشكال مختلفة من الأدوات المختبرية.

التفاعل الكيميائي: هو تحول بعض المواد إلى مادة أخرى أو أكثر. ويمكن استخدام الرموز للتعبير عنه بواسطة معادلة كيميائية. غالباً ما يكون عدد الذرات في طرفي المعادلة متساوياً، وتكون طبيعة التفاعلات الكيميائية والتغيرات في الطاقة التي تحدث نتيجة لهذه التفاعلات محكومة بقوانين تسمى القوانين الكيميائية، وتعد ملاحظة الطاقة والإنتروبيا من الأمور المهمة في أغلب الدراسات الكيميائية.

تصنف المواد الكيميائية حسب بنيتها، والطور بالإضافة إلى تركيبها الكيميائي. ويمكن تحليلها باستخدام أدوات التحليل الكيميائي، مثل المطيافية والاستشراب.

تاريخ الكيمياء:

الكيمياء هي إحدى العلوم الطبيعية التي عرفها الإنسان ومارسها منذ وقت بعيد لا تعرف له بداية، وقد ارتبط هذا الفن منذ الحضارات القديمة بالمعادن والتعدين وصناعة الألوان والطب والدواء وبعض الصناعات الفنية كدبغ الجلود وصبغ القماش وصناعة الزجاج، وحتى طبخ الطعام قد يصاحبه تغيرات كيميائية معينة مثل نبات الكاسافا الذي زرعه الأميرنديون في فنزويلا منذ آلاف السنين قبل الميلاد، وتحتوي جذور هذا النبات على حمض الهيدروسيانيك القاتل، وقد عرف الهنود الأمريكيون القدامى هذه المادة السامة وقاموا بالتخلص منها بالتسخين الذي يحول هذا الحمض إلى مواد غير سامة. واستخدم الإنسان منذ أكثر من ثلاثة آلاف

سنة قبل الميلاد محلول الشب وبعض الصبغات المحضرة من العفص ولحاء بعض ثمار الأشجار وأوراق نبات السماق في تلوين الجلود والقماش. وما زال استخدام الصبغة المحضرة من أوراق وثمار نبات السماق موجوداً حتى اليوم للغرض نفسه في شمال العراق والشام وتركيا وغيرها. وقد نشأت الكيمياء كغيرها من العلوم في أروقة المعابد، وكانت من الفنون الخاصة جداً، وكانت حكراً على طائفة دون غيرها هم الكهنة.

مساهمة العرب والمسلمين في تطوير الكيمياء:

عندما فتح العرب مصر سنة (642 م) ولا ريب أن أولئك الفاتحين أسهموا بقدرٍ موفور في تطوير الكيمياء، حيث يعتبرون أول من اشتغل بالكيمياء كعلم له قواعده وقوانينه، وذلك منذ القرن الثاني الهجري، وطبقوا إنتاجهم في الصيدلية بصفة خاصة. وما زال الالتحام بين شتى المفاهيم لعلوم الكيمياء القديمة ينم عن اللفظ العربي نفسه مثل (ألـ وخيمياء) وهو الشكل الإغريقي الذي يطلق على مصر. كذلك أصل كلمة كحول وهو عربي بمعنى غول وغرّبت هذه الكلمة أو حولت على اللغة الغربية بهذه الصفة. واستمرت أصول الكيمياء العربية مرجعاً للغرب إبان القرون الوسطى وانتقلت ترجمات أعمالهم إلى أوروبا في القرن الثاني عشر الميلادي والتي اشتهرت بعد أن وصل الفتح العربي إلى الأندلس سنة(711 م) يحمل معه المعارف العربية. وفي الجامعات العربية ببرشلونة وطليطلة تعلم طالبوا العلم من جميع أنحاء أوروبا فن الكيمياء.

الكيمياء الحديثة:

يرجع تاريخ الكيمياء الحديثة إلى القرن السابع عشر الميلادي بأبحاث (بويل) الذي قسم الأجسام إلى مواد أولية (عناصر ومركبات ومخاليط) وتلت أبحاث (بلاك، ولافوازييه)عن الاحتراق والتأكسد ثم (برتلي) الذي اكتشف الأكسجين في الهواء، ثم (كافندش) الذي اكتشف تكوين الماء ثم (دالتون) الذي وضع النظرية الذرية عن تكون المادة وتعرّف الكيمياء الحديثة بأنها:- علم طبيعي في تكوين المادة

والتغييرات التي تحدث فيها تحت تغييرات مختلفة تفقد الجسم مظهره الخاص وصفاته التي يتميز بها، إذ تتبدل مادته بأخرى ذات خواص وصفات جديدة وتوصف مظاهر المواد وسلوكها بالخواص الكيميائية، أي تعرّف بذلك وتبين تلك الخواص الكيميائية إبان التفاعلات بالمعادلات.

أصل الكلمة:

تعددت الآراء حول أصل كلمة (كيمياء) ومدلولها، فقد ذكر محمد بن أحمد في مفاتيح العلوم في القرن الرابع للهجرة، أن كلمة كيمياء مشتقة من الكلمة العربية كمى ومعناها خفى وأستر، لأن هذا العلم كان متداولاً بين طائفة من الناس دون غيرها، بسبب الاعتقاد الذي سيطر على عقول الناس طيلة العصور الوسطى، وهو إمكانية تحويل المعادن البخسة إلى ذهب وفضة، وتحضير إكسير الحياة، ذلك السائل السحري الذي يعيد الصحة والشباب للإنسان، ومن ثم فقد حرص الكيميائيون القدامى على كتمان سر صنعتهم، وكتب بعض الكيميائيين العرب المتأخرين نسبياً لا سيما بعد القرن الثاني عشر الميلادي معلومات في الكيمياء وتحويل المعادن إلى ذهب وفضة برموز وألغاز وتعمدوا الغموض والإرباك.

وهناك من يعتقد أن أصل كلمة كيمياء مصري وهي كيم أو كمت kemt ومعناها الأرض السوداء وهي تربة وادي النيل، وذلك أن الكيمياء فن مصري قديم، وكانت تعرف آنذاك بسر الكهنة أو الصناعة التحتوية (نسبة إلى تحوت أو تحوتي أو جحوتي) وهو إله الحكمة المصري القديم الذي تقول الأساطير الفرعونية أنه ألف ما بين عشرين ألف إلى ستة وثلاثين ألف مجلد في كل العلوم ومنها الكيمياءوأنه علم الكهنة سر تحويل المعادن البخسة إلى ذهب وفضة، وتحضير إكسير الحياة. وكانا ليونان يعظمون تحوت ويسمونه هرمس أو أطرسمين (عطارد) المثلث العظمة ويسمى تحوت عند العرب إدريس وعند العبرانيين أخنوخ.

ويعتقد اليونانيون أن اسقليبيوس (إله الطب عندهم) قد تعلم على يد هرمس، وقد أخذ اليونانيون فن الكيمياء عن المصريين، وانتقل منهم إلى الرومان فالمسلمين.

وهناك فريق ثالث يرى أن كلمة كيمياء مشتقة من الكلمة الإغريقية خيما Chyma بمعنى التحليل والتفريق، ويرى غيرهم أن لفظة كيمياء قد حورت عن اللفظة العبرية (شامان) وتعني السر أو الغموض.

والمرجح أن لفظة كيمياء عربية، وذلك لأن صناعة الكيمياء في العصور الوسطى كانت تعتمد على الكتمان وتحريم إذاعتها وإفضاء أسرارها لغير أهلها لكون هدفها تحويل المعادن البخسة إلى ذهب وفضة، واكتشاف الإكسير الذي يعيد الصحة والشباب إلى الإنسان، بالإضافة إلى ذلك فقد كانت الكيمياء من المعارف المغلفة بالغموض والكتمان، فقد أورد حاجي خليفة صيغة وصية كيميائي لتلميذه يحذره فيها بكتمان سر هذه الصنعة وعدم إذاعتها، لأن في إذاعتها خراباً للعالم، ويذكر هذا المعنى جابر بن حيان مراراً في رسائله وكتبه، ولهذا نجد أن ابن خلدون يهاجم أهل هذه الصنعة وكتاباتهم المليئة بالألغاز والطلسمات التي يتعذر فهمها.

تعريفات:

تغير تعريف الكيمياء عبر العصور بسبب التطور الحاصل في النظريات والاكتشافات التي وسعت من مفهوم هذا العلم، وفيما يلي بعض التعريفات التي استخدمت في كتابات بعض الكيميائيين:

- الكمي (Alchemy: 330) هو دراسة تركيب الماء والحركة والنمو والتجسّد واستخراج الأرواح من الأجساد. (زوسيموس)
- (Chymistry 1661): موضوع المواد الأساسية للأجسام المتمازجة. روبرت بويل

- (Chymistry 1663): فن علمي يستطيع الفرد من خلاله حل الأجسام، واستخراج المواد المختلفة المكونة لها، وكيفية دمجها مجدداً، ورفعها إلى مستوى أكثر كمالاً. (كلاسر)
- (Chemistry 1730): هو فن حل الأجسام الممتزجة أو المختلطة أو المجموعة إلى أجزاءها الرئيسية، وتركيب هذه الأجسام من هذه المواد. جورج ستال
- (Chemistry 1837): هو العلم الذي يهتم بالقوى الجزيئية وتأثيراتها وقوانينها. (دوماس)
- (Chemistry 1947): هو علم المواد: بنيتها، خواصها، والتفاعلات التي تحولها إلى مواد أخرى لينوس باولنغ
- (Chemistry 1998): هو دراسة المادة والتأثيرات التي تحصل عليها.

المفاهيم الأساسية:

هنالك العديد من المفاهيم الأساسية في دراسة الكيمياء، ومنها:

الذرة:

الذرة هي الوحدة الأساسية في الكيمياء، وتتكون من النواة موجبة الشحنة والتي تحتوي على البروتونات والنيترونات وتحتوي أيضاً عدداً من الإلكترونات التي تعمل على معادلة الشحنة الموجبة في النواة. كما أن الذرة هي أصغر وحدة يمكن تصورها والتي تكون قادرة على المحافظة على الخواص الكيميائية للعنصر، مثل السالبية الكهربية وطاقة التأين، حالات الأكسدة المفضلة، عدد التساند وعدد الروابط التي يفضل تشكيلها. (مثل الفلزية والأيونية والتساهمية).

العنصر:

العنصر هو المادة المتكونة من نوع واحد من الذرات، ويمتلك العنصر الكيميائي عدداً ثابتاً ومحدداً من البروتونات في نواة ذرته، ويعرف هذا العدد بالعدد الذري للعنصر. فمثلاً جميع الذرات التي تمتلك 6 بروتونات في أنويتها هي ذرات

عنصر الكربون، وجميع الذارت التي تمتلك 92 بروتوناً في أنويتها هي ذرات عنصر اليورانيوم. وهنالك 94 عنصراً متوفراً في الطبيعة بالإضافة إلى 18 عنصراً تم تصنيعها.

على الرغم من احتواء جميع ذرات العنصر الواحد على نفس عدد البروتونات فإن ليس من اللازم احتواءها على نفس عدد النيترونات، تسمى مثل هذه الذرات بالنظائر ويمكن أن يمتلك العنصر الواحد أكثر من نظير واحد.

أفضل تمثيل للعناصر الكيميائية هو الجدول الدوري والذي يرتب العناصر حسب عددها الذري، وتتشارك زمر ودورات العناصر في الجدول الدوري في بعض الخصائص أو تتبع نمطاً معيناً للخصائص، مثل قطر الذرة، والسالبية الكهربية، وغيرها.

المركب:

المركب الكيميائي هو مادة تتكون من نسبة معينة من العناصر وتحدد تركيب المركب والمجموعة التي يقع فيها هذا المركب والتي تحدد بالتالى خواص هذا المركب. فمثلاً الماء هو مركب يحتوى على الهيدروجين الأكسجين بنسبة 2 إلى 1، حيث تكون ذرة الأكسجين محاطة بزوج من ذرات الهيدروجين وبزاوية قياسها 104.5 درجة. تتكون المركبات وتتحول عن طريق التفاعلات الكيميائية.

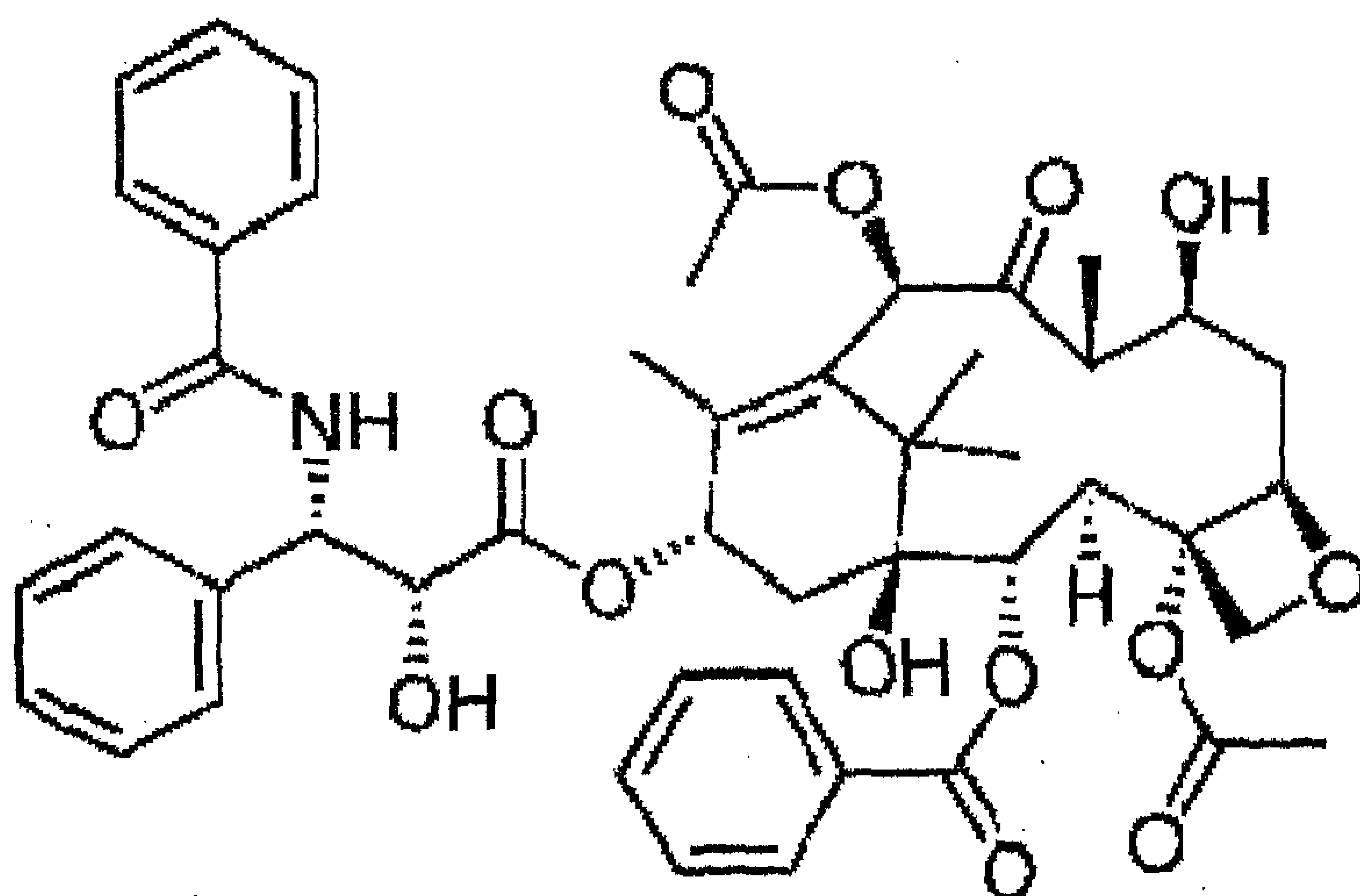
المادة:

المادة الكيميائية هي نوع من المادة له تركيب معلوم ومجموعة من الخواص. ولكن وبشكل دقيق لا يعد مزيج من المركبات أو العناصر أو المركبات والعناصر مادة كيميائية. تعد الكثير من المواد التي نراها في حياتنا اليومية نوعاً من أنواع الأمزجة، مثل: الهواء، السبائك، والكتل الحيوية.

الجزيئة:

الجزيئة هي أصغر جزء غير قابل للتقسيم من المادة الكيميائية النقية، والتي تمتلك مجموعة فريدة من الخواص التابعة لها، بمعنى قدرتها إحداث مجموعة معينة من التفاعلات مع المواد الأخرى. يمكن أن تتواجد الجزيئات على شكل وحدات متعادلة كهربائياً على عكس الأيونات. تعد الجزيئات مجموعة من الذرات المرتبطة مع بعضها بروابط تساهمية، ومثل هذه البنى متعادل كهربائياً وتكون جميع الأغلفة التكافؤية متزاوجة مع الكترونات أخرى بواسطة الأواصر أو الأزواج الوحيدة.

لا تحتوي جميع المواد على جزيئات مجردة، فغالبية العناصر الكيميائية مكونة من ذرات وحيدة تمثل الوحدة المجردة الصغرى. وتنتظم الأنواع الأخرى من المواد مثل المركبات الأيونية والشبكات الصلبة بطريقة تقلل من وجود جزيئة يمكن التعرف عليها. وتدرس هذه المواد بالاعتماد على وحدات الصيغة أو البناء البلوري كأصغر وحدة متكررة بنيوية ضمن المادة، وذلك لعدم وجود جزيئات يمكن التعرف عليها.



البنية الذرية وتظهر فيها الأواصر والمواقع النسبية للذرات في الجزيئة كما هو الحال في الباكليتاكسيل.

المول وكمية المادة:

المول وحدة لقياس كمية المادة، وهو عبارة عن كمية المادة التي تحتوي على (ذرات أو جزيئات أو أيونات) بقدر ما يحتويه 0.012 كلغم (12 غرام) من كربون-12، عندما تكون ذرات الكربون غير مرتبطة ومستقرة في الحالة القاعية.

الشوارد (الأيونات) والأملاح:

الشاردة هو مركب مشحون، أو هو ذرة أو جزيئ إكتسب أو فقد إكتروناً أو أكثر. الأيونات الموجبة الشحنة تسمى شرجبة (كاتيونات) مثل كاتيون الصوديوم $NaNa^{+}$ والأيونات السالبة الشحنة تسمى شرسبة (أنيون) مثل شرسبة (أنيون) الكلور Cl^{-}، واللذان عن إتحادهما يكونا الملح المتعادل كلوريد الصوديوم($NaCl$). ومثل للأيونات ذات الذرات العديدة التي لا تتفكك خلال تفاعلات الحمض - القاعدة هو مجموعة الهيدروكسيد (OH^{-})، أو الفوسفات).

الحامضية والقاعدية:

غالباً ما تصنف المادة كحامض وقاعدة (قلوي). وهناك نظريات متعددة شرحت السلوك الحامضي- القاعدي، أبسط هذه النظريات هي نظرية أرينوس، والتي تنص على أن الحامض هو المادة التي تنتج أيونات الهيدرونيوم عند إذابتها في الماء، وأن القاعدة هي المادة التي تنتج أيون الهيدروكسايد عند إذابتها في الماء.

أما نظرية برونشتد-لوري للحامضية والقاعدية، فتعد الحامض المادة التي تمنح أيون الهيدروجين موجب الشحنة إلى مادة أخرى ضمن تفاعل كيميائي، وبالتالي تكون القاعدة هي المادة التي تستقبل أيون الهيدروجين.

أما نظرية لويس فتعتمد على عملية تكوين أواصر كيميائية جديدة، فالحامض هو المادة القادرة على تقبل مزدوج إلكتروني من مادة أخرى أثناء عملية تكوين الأواصر، والقاعدة هي المادة التي تستطيع توفير مزدوج إلكتروني لتكوين آصرة جديدة.

الطور:

بالإضافة إلى الخواص الكيميائية المعينة التي تتصف بها المواد الكيميائية فإن الأخير تتواجد أيضاً بأطوار متعددة. وعلى الأغلب فإن تصنيف المواد الكيميائية لا يرتبط بهذه تصنيف الأطوار، مع إمكانية عدم توافق بعض الأطوار مع بعض الخواص الكيميائية.

يعرف الطور بأنه مجموعة من الحالات للنظام الكيميائي والتي تمتلك نفس الخواص البنيوية، في مدى معين من الظروف، مثل الضغط ودرجة الحرارة. تميل بعض الخواص الفيزيائية مثل الكثافة ومعامل الانكسار إلى كونها خواص مميزة للطور.

الأكسدة والاختزال:

مفهوم يرتبط بقابلية ذرات المواد المختلفة على اكتساب وفقدان الإلكترونات. حيث تدعى المواد القادرة على أكسدة المواد الأخرى بالمؤكسدات وتعرف بالعوامل المؤكسدة. يقوم العامل المؤكسد بإزالة الإلكترونات من المواد الأخرى. وتدعى المواد القادرة على اختزال المواد الأخرى بالمواد المختزلة أو العامل المختزل. يقوم العامل المختزل بنقل الإلكترونات إلى المواد الأخرى، وبالتالي تحصل في العامل المختزل عملية الأكسدة، ويسمى العامل المختزل كذلك بمانح الإلكترون لقيامه بهذه الوظيفة. ترمز عملية الأكسدة والاختزال إلى التغير في عدد التأكسد، وقد لا يحدث الانتقال الفعلي للالكترونات، لذا فمن المفضل أن نعرف الأكسدة بأنها العملية التي تقوم بزيادة عدد التأكسد، والاختزال بأنه العملية التي تقلل عدد التأكسد.

الروابط الكيميائية:

الرابطة الكيميائية هي القوة التي تربط الذرات في الجزيء أو في البلورة. في مركبات بسيطة عديدة, نظرية التكافؤ ومبدأ عدد التأكسد يمكن استخدامهما للتنبؤ بالتركيب الجزيئي. وبالمثل, فإن النظريات الفيزياء الكلاسيكية يمكن استخدامها

للتنبؤ بتركيب مركبات أيونية عديدة. أما المركبات ذات التركيب المعقد، مثل السبائك المعدنية، فإن نظرية التكافؤ لا تستطيع تفسير تركيبها, وهنا تظهر أهمية استخدام نظريات الميكانيكا الكمية مثل نظرية المدار الجزيئي.

بعض أنواع الروابط الكيميائية:

1. رابطة أيونية
2. رابطة تساهمية
3. رابطة فلزية

ورابطة تناسقية والرابطة التناسقية تنساق تحت الرابطة التساهمية تقريبا وتوجد رابطة أخرى وهي الرابطة الهيدروجينية وتتكون عن طريق اتحاد جزيئين بحيث يكون بكل جزئ ذرة هيدروجين وذرة أخرى ذات سالبيه كهربيه عاليه والذي يؤدى إلى وقوع ذرة الهيدروجين بين ذرتين ذات سالبيه كهربيه عاليه عند الاتحاد.

الرابطة الأيونية: تتكون غالباً بين الفلزات واللافلزات حيث تكون:

الفلزات: ذراتها حجمها كبير – جهد تأينها صغير (فيسهل فقد الكترونات المستوى الأخير) فيتكون أيون موجب ليصل لأقرب غاز خامل.

اللافلزات: صغيرة الحجم – ميلها الإلكتروني كبير (فيسهل اكتساب إلكترونات) فتصبح أيون سالب لتصل لأقرب غاز خامل (نبيل).

والربطة الأيونية هي: انجذاب كهربائي بين الأيون الموجب والسالب (وليس لها وجود مادي).

التفاعل:

التفاعل الكيميائي هو تحول في التركيب الدقيق للجزيئات. ويمكن أن ينتج التفاعل الكيميائي من مهاجمة جزيئات لجزيئات أخرى لتكوين جزيئات أكبر، أو

جزيئات تتفكك لتكوين جزيئين أو أكثر أقل حجما, أو إعادة ترتيب الذرات في نفس الجزيء أو خلال جزيئات أخرى. وتتضمن التفاعلات الكيميائية غالبا تكوين أو تكسير روابط كيميائية.

التوازن:

على الرغم من انتشار مفهوم التوازن بشكل واسع في العلوم، إلا أنه يظهر في أدبيات الكيمياء كلما توفر عدد من الحالات المختلفة في التركيب الكيميائي. على سبي المثال، في خليط من مركبات كيميائية مختلفة يمكنها التفاعل مع بعضها، أو مادة بمقدورها التواجد بأكثر من حالة. لا يعد نظام من المواد الكيميائية في حالة التوازن – على الرغم من امتلاكه لتركيب غير متغير – ثابتاً، لأن الجزيئات في حالة تفاعل مستمر مع بعضها البعض، وهذا يؤدي إلى ظهور حالة التوازن الديناميي. لذا فإن المفهوم يصف الحالة التي تكون فيها متغيرات مثل التركيب الكيميائي ثابتة مع مرور الوقت. لا تكون المواد الكيميائية الموجودة في الأنظمة الحية في حالة توازن، وإنما هي بعيدة جداً عن حالة التوازن.

الطاقة:

في السياقات الكيميائية، ترتبط الطاقة بالمادة نتيجة لبنيتها الذرية أو الجزيئية، وبما أن التحولات الكميائية مرتبطة بتحول واحد أو أكثر من هذه البنى، فإن زيادة أو نقصاناً في الطاقة تكون مرافقة لهذه العملية. يتم تبادل بعض الطاقة بين بين المحيط والمواد المتفاعلة على شكل حرارة أو ضوء، لذا تكون طاقة المواد الناتجة أكثر أو أقل من طاقة المواد المتفاعل. يكون التفاعل باعثاً للحرارة إلى المحيط، وقد يكون التفاعل ماصاً للحرارة من المحيط.

يساعد وجود مراحل طاقة معينة للمواد الكيميائية المختلة على تشخيصها بواسطة تحليل خطوط الطيف. وتستخدم أنواع مختلفة من الأطياف في المطيافية الكيميائية، مثل مطيافية الأشعة تحت الحمراء، الأمواج القصيرة، والرنين النووي المغناطيسي.

قوانين الكيمياء:

تخضع التفاعلات الكيميائية لقوانين محددة، والتي أصبحت مفاهيم أساسية في الكيمياء، وهذه بعض القوانين:

- قانون أفوجادرو
- قانون بير لامبرت
- قانون شارل
- قانون فيك للانتشار
- قانون جاي لوساك
- مبدأ لو شاتيليه
- قانون هنري
- قانون هس
- قانون بقاء الطاقة الذي أدى إلى اكتشاف مفاهيم مهمة مثل التوازن والديناميكا الحرارية والحركية الكيميائية.
- قانون بقاء المادة
- قانون النسب الثابتة
- قانون النسب المتضاعفة
- قانون راؤول

نظام التسمية في الكيمياء:

التسمية ترجع إلى النظام المتبع لتسمية المركبات الكيميائية. يوجد نظام معين لتسمية المواد الكيميائية. المركبات العضوية يتم تسميتها طبقا لنظام تسمية المركبات الكيميائية. المركبات غير العضوية يتم تسميتها طبقا لنظام تسمية المركبات غير العضوية. ويسمى ذلك IUPAC وهي اختصار (بالإنكليزية: International Union of Pure and Applied Chemistry) أي الأتحاد الدولي للكيمياء النظرية والتطبيقية.

فروع الكيمياء:

تنقسم الكيمياء بصفة عامة إلى عدة فروع رئيسية، كما يوجد أيضا تفرعات لهذه الفروع, وموضوعات ذات تخصص أكبر داخل هذه الفروع. تقسم الكيمياء إلى عدة فروع رئيسية ومنها:

الكيمياء التحليلية:

هي تحليل عينات من المادة لمعرفة التركيب الكيميائى لها وكيفية بنائها.

الكيمياء الحيوية:

هي دراسة المواد الكيميائية، والتفاعلات الكيميائية التي تحدث في الكائنات الحية.

الكيمياء غير العضوية:

هي دراسة خواص وتفاعلات المركبات غير العضوية. ولا يوجد هناك حد واضح للتفريق بين الكيمياء العضوية وغير العضوية، كما أن هناك تداخل كبير بينهما, ويكون أهمه في فرع آخر يسمى كيمياء الفلزات العضوية.

كيمياء عضوية:

هي دراسة تركيب، وخواص، وتفاعلات المركبات العضوية.

الكيمياء الفيزيائية:

هي دراسة الأصل الفيزيائى للتفاعلات والأنظمة الكيميائية. ولمزيد من التحديد فإنها تدرس تغييريات حالات الطاقة في التفاعلات الكيميائية. ومن الفروع التي تهم الكيميائيين المتخصصين في الكيمياء الحرارية، الكيمياء الحركية، كيمياء الكم، الميكانيكا الإحصائية، علم الأطياف.

الصناعة الكيميائية:

تمثل الصناعة الكيميائية نشاطاً اقتصادياً مهماً، حيث قدرت مبيعات أكبر 50 مصنعاً للمواد الكيميائية في العالم سنة 2004 بـــ 587 مليار دولار أمريكي وبهامش ربح 8.1% ومصاريف بحث وتطوير بنسبة 2.1% من مجمل المبيعات.

هيئات مختصة بالكيمياء:

- المجتمع الكيميائي الأمريكي.
- المجتمع الأمريكي للكيمياء العصبية.
- المؤسسة الكندية للكيمياء.
- المجتمع الكيميائي في البيرو.
- الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية.
- المؤسسة الملكية الأسترالية للكيمياء.
- المجتمع الملكي الهولندي للكيمياء.
- المجتمع الملكي للكيمياء في بريطانيا RSC.
- مجتمع التصنيع الكيميائي.
- مصلحة الكيمياء، القاهرة.

عنصر كيميائي:

منذ آلاف السنين والعلماء في بحث جاد عن اكتشاف العناصر الكيميائية وأطلق على كل عنصر اسم (ورمز) يعرف به ويتميز بخاصية خاصة به. وتم اكتشاف معظم العناصر، فمنها يتكون كل مافي الوجود من نجوم ومجرات وكواكب وأرض وجبال، ونبات، حيوان، وإنسان. ومنها ماهو مستقر ثابت لا يتغير ومنها ماهو غير مستقر، بل يتحول من عنصر إلى آخر بسبب نشاطه الإشعاعي.

أمثلة من العناصر: الهيدروجين، والهيليوم، والكربون، والأكسجين، والنتروجين، والفوسفور، والكلور واليورانيوم، نحو 118 عنصر (ونقول نحو 118 عنصر لأن الفيزيائيون يصنعون الجديد منها بين الحين والآخر بواسطة معجلات الجسيمات).

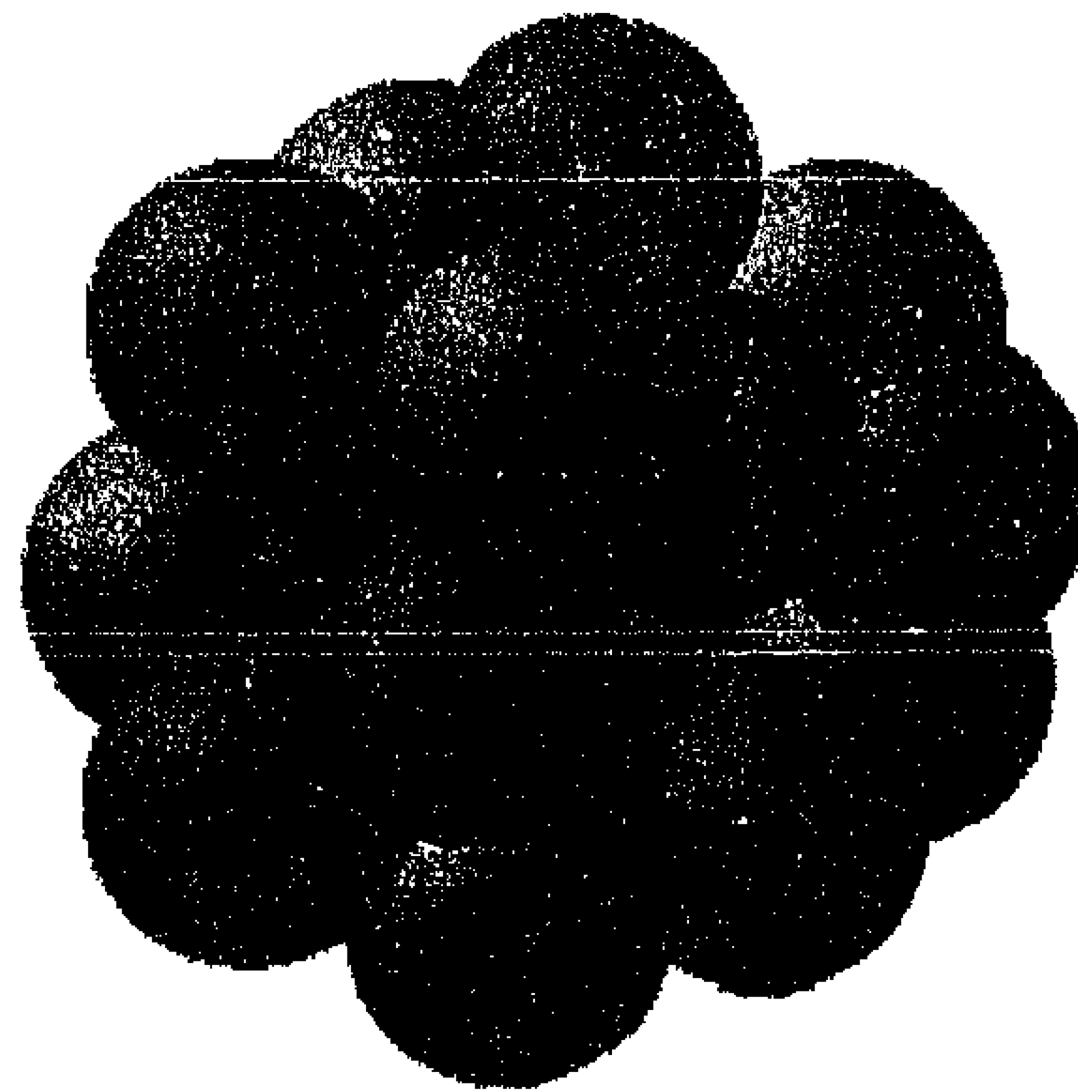
طبقا لنظرية الانفجار العظيم بدأ الكون بغازي الهيدروجين والهيليوم، وتجمعت تلك الغازات في تجمعات كثيرة فشكلت نجوما وتجمعات نجوم في

مجرات. ارتفعت درجة حرارة النجوم الابتدائية منذ نحو 13 مليار سنة فيجري في باطنها تفاعلات نووية و إندماجات نووية.

يؤدي الاندماج النووي إلى التحام نوايا عنصري الهيدروجين والهيليوم الخفيفين، فتكون منهما عناصرا أخرى كتلتها أكبر. فبينما تبلغ كتلة الهيدروجين 1 وحدة ذرية والهيليوم 4 وحدات ذرية، تنشأ بتلاحمها المتتالي في النجوم والشمس العناصر الأخرى "وتطبخ"، فيتكوّن الكربون (12 وحدة ذرية) والأكسجين (16 وحدة ذرية)، والصوديوم (23 وحدة ذرية)، وهكذا حتى اليورانيوم (238 وحدة نووية).

لا توجد في الطبيعة عناصر أثقل من اليورانيوم (عدده الذري 92، وكتلته الذرية 238 وحدة ذرية) بسبب عدم استقراره، فهو يتحلل بالإشعاع وينشأ منه بعد ذلك الرصاص وهو عنصر مستقر لا ينقسم ولا يشع [العدد الذري يعادل عدد البروتونات في النواة، والكتلة النوية تعادل عدد البروتونات والنيوترونات فيها].

ولكن استطاع الفزيائيون تركيب عناصرا أثقل من اليورانيوم بواسطة تسليط النيوترونات عليها فتمتصها ويتكون منها عناصر أثقل من 238 وحدة ذرية، مثل البلوتونيوم والأمريكيوم والأينشتاينيوم ولكنها لا تبقى على حالها فسرعان ما تتحلل إلى عناصر أخف منها فتكون مستقرة.



تتكون النواة الذرية من بروتونات (أحمر) ونيوترونات (أزرق). يحدد عدد البروتونات نوع العنصر. ويحدد عدد البروتونات والنيوترونات الكتلة الذرية وعما إذا كانت النواة مستقرة أم غير مستقرة (أي مشعة).

- عرف روبرت بويل في 1661، أن هناك أكثر من مجرد أربعة عناصر.
- عرفت بعد ذلك عناصر أخرى وأعطيت في 1789 تسمية "عناصر الكيمياء" أنطوان لافوازييه، الذي يحتوي على ثلاثة وثلاثون عنصرا.
- وفي عام 1818، عرفة "[يونس ياكوب برتسيليوس]" الأوزان الذرية لخمسة وأربعين عنصر، وعرف "ديمتري مندلييف مع مطلع القرن العشرين أن العنصر هو مادة نقية لا يمكن أن تكون متحللة في أي مادة. بعبارة أخرى، العنصر لا يمكن أن يتحول إلى عنصر آخر بواسطة تفاعلات كيميائية (ملحوظة: يمكن تحول عنصر إلى عنصر آخر فقط بالتفاعل النووي، وهي تفاعلات فيزيائية وليست كيميائية).
- وعرف اكتشاف الكيميائي هنري موزلي في عام 1913 أن الأساس في تعريف العنصر المادي هو العدد الذري لذرة، عندما أصبح متفهما بأن الوزن الذري هو مجموع كتل البروتونات والنيوترونات المتمركزة في نواة الذرة. أدت تلك المعلومات في النهاية إلى التعريف الحالي للعنصر، استناداً إلى العدد الذري (عدد البروتونات في نواة الذرة) .استخدام الأرقام الذرية، بدلاً من الأوزان الذرية، للتمييز بين العناصر،
- حاليا تعرف IUPAC العنصر، إذا بقي لنظير مشع مدة أطول من10−14 ثانية بحيث تستطيع خلالها النواة تشكيل سحابة إلكترونية.
- قبل عام 1914، كانت تعرف العناصر اثنين وسبعين، فقط.
- اكتشف العنصر 101 ثم سمي مندليفيوم تكريما للكيميائي مندلييف. وهو أول من قام بترتيب العناصر بطريقة دورية في الجدول الدوري بحسب خواصها الكيميائية.

- في الآونة الأخيرة، وذكر التقرير التوليفي للعنصر 118 (عدد البروتونات في النواة) في تشرين الأول/أكتوبر 2006 م.
- وذكر التقرير التوليفي لعنصر 117 (عدد البروتونات في النواة الذرية) في نيسان/أبريل 2010 م.

(ملحوظة: بينما يحدد العدد الذري (عدد البروتونات) نوع العنصر، يحد مجموع البروتونات والنيوترونات الكتلة الذرية. في العادة يساوي عدد النيوترونات عدد البروتونات في النواة الذرية، ولكن في العناصر الثقيلة يزداد عدد النيوترونات عن عدد البروتونات).

مراحل التعرف على العناصر المختلفة:

- قبل القرن الماضي، وفي مختلف الثقافات والعصور القديمة، كانت هناك عشر مواد مألوفة من العناصر الكيميائية وهي:

(الكربون، النحاس والذهب، الحديد، الرصاص، الزئبق، والفضة ،الكبريت، القصدير، والزنك).

- ثلاث مواد إضافية أيضا كعناصر وهي:

الزرنيخ، الأنتيمون والبزموت.

- وعرفت معظم ما تبقى من العناصر الموجودة في الطبيعية قبل عام 1900.
- ثم عرفت معظم العناصر النادرة، مثل:

سيريوم لانثانوم، غادولينيوم ونيوديميوم،

- ثم اكتشف العنصر المشع البولونيوم (العددالذري 84) واليورانيوم (العدد الذري 92).
- ثم اكتشاف العنصر 'كوبيرنيسيوم' رقم 112 في عام 2009، والرمز الذري 'Cn' له.

- ثم العنصرالأثقل الذي يعتقد أنه قد تم تركيبه حتى الآن العنصر 118، أونونوكتيوم، يوم 9 أكتوبر 2006، في مختبرات فليروف تفاعلات نووية في دوبنا، روسيا.
- ثم العنصر رقم 117 عنصرا آخر ادعى إلى أن اكتشف، في عام 2009،وقامت منظمةIUPAC بالإعتراف رسميا بالعنصر أونونكواديوم وأونونهيكسيوم، والعناصرالتالية العنصر رفم 114 و116، في حزيران/ يونيو2011.

الجدول الدوري:

ان هذا الجدول الذي نراه اليوم لا يختلف كثيرا عن الجدول الدوري الذي قام ببنائه ديمتري ماندليف عام 1869 والذي كان يحوي آنذاك على 63 عنصرا فقط دون أن يعلم شيئا عن مبنى الذرة وما تحويه من جسيمات. ذلك الجدول الذي لخص المعلومات المتوفرة آنذاك عن الخصائص الكيميائية للعناصر، مثل التكافؤ والعناصر النبيلة.

وقد كان ماندليف يمارس لعبة الورق "السوليتير" في سفراته الطويلة مما اوحى له ان يكرس لكل عنصر بطاقة تحوي اسمه وصفاته. وبذا فقد جمع 63 بطاقة بعدد العناصر المعروفة في ذلك الوقت. وحاول ترتيبها بشتى الطرق إلا أنه لم ينجح في ذلك سوى في شهر شباط من عام 1869، حيث رتب العناصر حسب أوزانها الذرية بحيث كوّن جدولا من أعمدة وأسطر. في الأعمدة تتواجد العناصر ذات الصفات المتشابهة من وجهة التكافؤ وهي تكون ما يدعى بالعائلات. أما في الأسطر فالعناصر مرتبة بحيث تتدرج أوزانها تدريجيا.

كيف نجح ماندليف في مهمته في حين فشل اخرون؟ ولماذا ارتبط الجدول الدوري باسمه وليس باسم لوثر ماير ألمانيا الذي نشر جدولا مشابها في نفس الفترة؟؟ ان السبب في ذلك يعود أساسا إلى نجاح ماندليف في التنبؤ بوجود عناصر

لم تكن معروفة آنذاك. لذا فقد أبقى عددا من الخانات فارغة في جدوله مع تحديد صفاتها. أولى توقعاته تحققت حينما تم اكتشاف الغاليوم عام 1875. الخطأ الوحيد الذي وقع فيه ماندليف هو ترتيب العناصر حسب أوزانها الذرية (الكتلة الذرية) وليس حسب أعدادها الذرية (عدد البروتونات). ولحسن حظه فإنه في معظم الحالات تزيد الأوزان الذرية بزيادة الأعداد الذرية.

التصميم:

Group → ↓ Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2		4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3		12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4		20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5		38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6		56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7		88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo

Lanthanides	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Actinides	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

الجدول الدوري للعناصر:

قائمة بأسماء العناصر المعروفة الآن والبالغ عددها ‹118›

- يتضمن الجدول التالي فرز العناصر المعروفة البالغ عددها 118، مع ربط اسم كل عنصر بمقالة منفردة على ويكيبيديا العربية ليتسنى للقارئ معرفة العنصر وخصاصه بالتفصيل.
- ويرد في هذا الجدول كل من العدد الذري للعنصر والاسم ورمز وخصائصه الطبيعية والكيميائية.

- ويتضمن الجدول القياسات على العناصر (الصلبة أو السائلة أو الغازية) من قبل المنظمة الدولية (STP).
- ويتضمن أيضا الخصائص الرئيسية ونظائر العنصر، هل هي مستقرة أم غير مستقرة طبيعيا، والمصنعة تكنولوجيا، أي التي لا توجد بشكل طبيعي في الطبيعة.
- ويصف ملخص خصائص العناصر باستخدام الفئات العريضة المقدمة عادة في جداول الدوري: أكتينيدي، فلز قلوي فلز قلوي ترابي، الهالوجين، لانثانيدي، وفلزالمعدن، ميتالويد، الغازات الخاملة، غير المعدنية والمعادن الانتقالية.

قائمة العناصر

العدد الذري	الاسم	الرمز	المجموعة	الدورة	التجمع	الحالة	الاكتشاف	الوصف
1	الهيدروجين	H	1	1	s	غاز	طبيعي	لا فلز
2	الهيليوم	He	18	1	s	غاز	طبيعي	غاز نبيل
3	الليثيوم	Li	1	2	s	صلب	طبيعي	فلز قلوي
4	البريليوم	Be	2	2	s	صلب	طبيعي	فلز قلوي
5	البورون	B	13	2	p	صلب	طبيعي	شبه فلز
6	الكربون	C	14	2	p	صلب	طبيعي	لا فلز
7	النيتروجين	N	15	2	p	غاز	طبيعي	لا فلز
8	الأوكسجين	O	16	2	p	غاز	طبيعي	لا فلز
9	الفلور	F	17	2	p	غاز	طبيعي	هالوجيني
10	النيون	Ne	18	2	p	غاز	طبيعي	غاز نبيل
11	الصوديوم	Na	1	3	s	صلب	طبيعي	فلز قلوي
12	الماجنيسيوم	Mg	2	3	s	صلب	طبيعي	فلز قلوي
13	الألمينيوم	Al	13	3	p	صلب	طبيعي	فلز
14	السيليكون	Si	14	3	p	صلب	طبيعي	شبه فلز
15	الفوسفور	P	15	3	p	صلب	طبيعي	لا فلز
16	الكبريت	S	16	3	p	صلب	طبيعي	لا فلز
17	الكلور	Cl	17	3	p	غاز	طبيعي	هالوجيني
18	أرغون	Ar	18	3	p	غاز	طبيعي	غاز نبيل
19	البوتاسيوم	K	1	4	s	صلب	طبيعي	فلز قلوي
20	الكالسيوم	Ca	2	4	s	صلب	طبيعي	فلز قلوي
21	السكانديوم	Sc	3	4	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
22	الثيتانيوم	Ti	4	4	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
23	الفانديوم	V	5	4	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
24	الكروم	Cr	6	4	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي

25	الماجنيسيوم	Mn	7	4	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
26	الحديد	Fe	8	4	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
27	الكوبالت	Co	9	4	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
28	النيكل	Ni	10	4	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
29	النحاس	Cu	11	4	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
30	الزنك	Zn	12	4	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
31	الجاليوم	Ga	13	4	p	صلب	طبيعي	فلز
32	جيرمانيوم	Ge	14	4	p	صلب	طبيعي	شبه فلز
33	زرنيخ	As	15	4	p	صلب	طبيعي	شبه فلز
34	سيلينيوم	Se	16	4	p	صلب	طبيعي	لا فلز
35	البروم	Br	17	4	p	سائل	طبيعي	هالوجيني
36	الكريبتون	Kr	18	4	p	غاز	طبيعي	غاز نبيل
37	الروبيديوم	Rb	1	5	s	صلب	طبيعي	فلز قلوي
38	السترونيوم	Sr	2	5	s	صلب	طبيعي	فلز قلوي
39	الايتريوم	Y	3	5	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
40	الزيركينيوم	Zr	4	5	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
41	النيوبيوم	Nb	5	5	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
42	الموليبدينيوم	Mo	6	5	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
43	التيكنيتيوم	Tc	7	5	d	صلب	عابر / وقتي	فلز انتقالي
44	الروثينيوم	~Ru	8	5	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
45	الروديوم	Rh	9	5	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
46	البالاديوم	Pd	10	5	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
47	الفضة	Ag	11	5	d	Solid	طبيعي	فلز انتقالي
48	الكادينيوم	Cd	12	5	d	صلب	طبيعي	فلز انتقالي
49	الإنديوم	In	13	5	p	صلب	طبيعي	فلز
50	Tin	Sn	14	5	p	صلب	طبيعي	فلز
51	الأنتيموني	Sb	15	5	p	صلب	طبيعي	شبه فلز

شبه فلز	طبيعي	صلب	p	5	16	Te	التيلورنيوم	52
هالوجيني	طبيعي	صلب	p	5	17	I	الأيودين	53
غاز نبيل	طبيعي	غاز	p	5	18	Xe	زينون	54
فلز قلوي	طبيعي	صلب	s	6	1	Cs	سيزيوم	55
فلز قلوي	طبيعي	صلب	s	6	2	Ba	باريوم	56
Lanthanide	طبيعي	صلب	f	6	3	La	لانثيوم	57
Lanthanide	طبيعي	صلب	f	6	3	Ce	سيريوم	58
Lanthanide	طبيعي	صلب	f	6	3	Pr	براسيديوميوم	59
Lanthanide	طبيعي	صلب	f	6	3	Nd	نيوديميوم	60
Lanthanide	عابر / وقتي	صلب	f	6	3	Pm	بروميثيوم	61
Lanthanide	طبيعي	صلب	f	6	3	Sm	الساميريوم	62
Lanthanide	طبيعي	صلب	f	6	3	Eu	يوروبيوم	63
Lanthanide	طبيعي	صلب	f	6	3	Gd	جادولينيوم	64
Lanthanide	طبيعي	صلب	f	6	3	Tb	تيربيوم	65
Lanthanide	طبيعي	صلب	f	6	3	Dy	ديسبرِيسيوم	66
Lanthanide	طبيعي	صلب	f	6	3	Ho	هولميوم	67
Lanthanide	طبيعي	صلب	f	6	3	Er	ايربيوم	68
Lanthanide	طبيعي	صلب	f	6	3	Tm	ثوليوم	69
Lanthanide	Primordial	Solid	f	6	3	Yb	Ytterbium	70
Lanthanide	Primordial	Solid	d	6	3	Lu	Lutetium	71
Transition metal	Primordial	Solid	d	6	4	Hf	Hafnium	72
Transition metal	Primordial	Solid	d	6	5	Ta	Tantalum	73
Transition metal	Primordial	Solid	d	6	6	W	Tungsten	74
Transition metal	Primordial	Solid	d	6	7	Re	Rhenium	75
Transition metal	Primordial	Solid	d	6	8	Os	Osmium	76
Transition metal	Primordial	Solid	d	6	9	Ir	Iridium	77

Transition metal	Primordial	Solid	d	6	10	Pt	Platinum	78
Transition metal	Primordial	Solid	d	6	11	Au	Gold	79
Transition metal	Primordial	Liquid	d	6	12	Hg	Mercury	80
Metal	Primordial	Solid	p	6	13	Tl	Thallium	81
Metal	Primordial	Solid	p	6	14	Pb	Lead	82
Metal	Primordial	Solid	p	6	15	Bi	Bismuth	83
Metalloid	Transient	Solid	p	6	16	Po	Polonium	84
Halogen	Transient	Solid	p	6	17	At	Astatine	85
Noble gas	Transient	Gas	p	6	18	Rn	Radon	86
Alkali metal	Transient	Solid	s	7	1	Fr	Francium	87
Alkaline earth metal	Transient	Solid	s	7	2	Ra	Radium	88
Actinide	Transient	Solid	f	7	3	Ac	Actinium	89
Actinide	Primordial	Solid	f	7	3	Th	Thorium	90
Actinide	Transient	Solid	f	7	3	Pa	Protactinium	91
Actinide	Primordial	Solid	f	7	3	U	Uranium	92
Actinide	Transient	Solid	f	7	3	Np	Neptunium	93
Actinide	Primordial	Solid	f	7	3	Pu	Plutonium	94
Actinide	Synthetic	Solid	f	7	3	Am	Americium	95
Actinide	Synthetic	Solid	f	7	3	Cm	Curium	96
Actinide	Synthetic	Solid	f	7	3	Bk	Berkelium	97
Actinide	Synthetic	Solid	f	7	3	Cf	Californium	98
Actinide	Synthetic	Solid	f	7	3	Es	Einsteinium	99
Actinide	Synthetic	Solid	f	7	3	Fm	Fermium	100
Actinide	Synthetic	Solid	f	7	3	Md	Mendelevium	101
Actinide	Synthetic	Solid	f	7	3	No	Nobelium	102
Actinide	Synthetic	Solid	d	7	3	Lr	Lawrencium	103
Transition metal	Synthetic		d	7	4	Rf	Rutherfordium	104
Transition metal	Synthetic		d	7	5	Db	Dubnium	105
Transition metal	Synthetic		d	7	6	Sg	Seaborgium	106
Transition metal	Synthetic		d	7	7	Bh	Bohrium	107

Transition metal	Synthetic		d	7	8	Hs	Hassium	108
	Synthetic		d	7	9	Mt	Meitnerium	109
	Synthetic		d	7	10	Ds	Darmstadtium	110
	Synthetic		d	7	11	Rg	Roentgenium	111
Transition metal	Synthetic		d	7	12	Cn	Copernicium	112
	Synthetic		p	7	13	Uut	(Ununtrium)	113
	Synthetic		p	7	14	Uuq	(Ununquadium)	114
	Synthetic		p	7	15	Uup	(Ununpentium)	115
	Synthetic		p	7	16	Uuh	(Ununhexium)	116
	Synthetic		p	7	17	Uus	(Ununseptium)	117
	Synthetic		p	7	18	Uuo	(Ununoctium)	118

المركبات:

تتحد العناصر مع بعضها البعض ويتكون منها مركبات. فمثلا يتكون ثاني أكسيد الكربون من عنصري الكربون والأكسجين بنسبة 1 ذرة كربون متحدة مع 2 ذرة أكسجين. كما يتكون جزيء ملح الطعام من ذرة من عنصر الصوديوم متحدة مع ذرة من عنصر الكلور.

كما يمكن لذرات العناصر الاتحاد مع بعضها البعض، ونجد ذلك على الأخص في الغازات حيث يتكون جزيء الهيدروجين من ذرتي هيدروجين، وجزيء الأكسجين من ذرتي أكسجين، والنيتروجين من ذرتي النيتروجين.كما يمكن لذرات الفلزات والمعادن الاتحاد مع بعضها البعض وترابط وهذا مانجدة في الحديد النقي، والفضة النقية، أو سبيكة الذهب والفضة.

أما الغازات النبيلة مثل الهيليوم والنيون والكريبتون فلا تتحد مع عناصر أخرى ولا تتحد مع نفسها، فهي توجد كذرات منفردة حرة طليقة.

الفصل الأول

الكيميـــــاء التحليليـــة

الفصل الأول

الكيمياء التحليلية

الكيمياء التحليلية هي دراسة التركيب الكيميائي للمواد الطبيعية والاصطناعية. بخلاف الفروع الأخرى من الكيمياء مثل الكيمياء اللاعضوية أو الكيمياء العضوية فإن الكيمياء التحليلية غير محصورة بنوع محدد من المركبات أو بنوع معين من التفاعلات الكيميائية. الخواص التي تدرس في الكيمياء التحليلية تتضمن الخواص الهندسية مثل شكل الجزيئات وتوزع الذرات بها إلى خواص مثل التركيب وتحديد المكونات من العناصر. تطورات الكيمياء التحليلية على يد الكيميائيين التحليين أسهمت في تقدم جميع العلوم الأخرى تقريبا بالذات الكيمياء وعلم الحياة بفروعه وعلوم الأرض والتربة: من تطوير للنظريات ومناهج البحث (علوم بحتة) إلى تطوير التطبيقات مثل التطبيقات الطبية الحيوية، البيئية ومراقبة التطورات البيئية والمناخية وتأثيرات الإنسان على البيئة، رقابة الجودة في الصناعة خاصة صناعة الأدوية، وحتى التحليلات الجينية والوراثية في أبحاث العلوم الحيوية والتحقيقات الجنائية.

تصنف طرق ومناهج الكيمياء التحليلية إلى نمطين: نوعية وكمية:

- تحليل لاعضوي نوعي: يبحث في إثبات وجود عناصر كيميائية في مركب ما أو وجود مركب لاعضوي في عينة ما.
- تحليل عضوي نوعي: يحبث عن تأكيد وجود زمرة وظيفية ما أو مركب عضوي في عينة ما.
- التحليل الكمي: يبحث في تحديد المقادير الدقيقة لعنصر ما أو مركب ما في عينة مأخوذة.

لكن الكيمياء التحليلية الحديثة تعمد لتقسيم جديد يعتمد على إما: الهدف التحليلي analytical targetsأو طرق التحليل analytical methods. مجلة

الكيمياء التحليلية تعمد على استعراض طرق مختلفة للتصنيف في العدد الأخير من كل سنة.

بعد جمع المعلومات الناتجة عن تحليل العينات يعمد لاستخدامها في تشكيل منحنى تعيير calibration curve، وقد يستخدم قياسي داخلي (شاهد داخلي) internal standard حيث يضاف بكميات معروفة للعينة المحللة للمساعدة على تحددي الكميات في التحليل. المقادير الموجودة من المادة المراد تحليلها تحدد كنسبة مقارنة بالشاهد الداخلي أو الخارجي كوسيلة تعيير، خاصة في الطرق الحديثة.

مقدمة:

الكيمياء التحليلية هي فرع من علم الكيمياء يهتم بالتقدير الكمي والنوعي للعناصر أو المركبات المكونة للمادة المراد تحليلها. وينقسم هذا الفرع إلى عدة طرق واساليب يمكن استخدامها ولكل منها استخداماته وأهميته منها:

- التحليل الحجمي والتحليل الوزني
- التحليل الحراري
- التحليل النوعي
- التحليل الطيفي
- التحليل الآلي
- التحليل الكهربائي.

ويمكن لبعض هذه الطرق أن تكتشف وجود المركبات أو العناصر وبحساسية عالية قد تصل إلى تركيز جزء من مليون مليار جرام باللتر.

الكيمياء التحليلية ومهامها:

إن طرق التحليل الكيفي والتحليل الكمي متنوعة جدا. ولهذا يمكن أن تدرس مادة ما بطرق مختلفة. ويطلق اسم الكيمياء التحليلية على العلم الذي يختص بطرق التحليل. وبمعنى أوسع، فإن الكيمياء التحليلية علم لا يقتصر على طرق تحليل

تركيب المادة المراد تحليليها، بل يشمل أيضا طرق الدراسة الكيميائية المتعددة الجوانب للمواد المحيطة بنا على الأرض والكواكب التي نستطيع مراقبتها.

وتساعد الكيمياء التحليلية على حل العديد من المسائل، منها:

- إيضاح طبيعة العينة المدروسة، أي إثبات ما إذا كانت المادة المعنية من منشأ عضوي أو لا عضوي.
- تحديد أشكال وجود المكونات المستقلة في العينة (مثال وجود S^0، أو S^{2-}، أو SO_3^{2-}، أو SO_4^{2-}) ودرجة أكسدة العناصر (Fe^{2+}، أو Fe^{3+}، أو Cr^{2+}، أو Cr^{3+}، وغيرها).
- تعيين تركيب وكمية كل من المكون الرئيسي (الذهب على هيئة فلز فطري مثلا) والشوائب الغريبة فيه (النحاس والفضة في عينة الذهب مثلا) وكذلك كمية الشوائب الدقيقة (أي الموجودات بكميات ضئيلة جدًا) وتوزعها المحلي في عينات تكنيكية عالية النقاوة (كالبورون في الجرافيت والحديد وأشباه الموصلات وغيرها).
- تعيين صيغة مركب مجهول (كمعدن ما أو مادة مصطنعة من جديد أو مستحضر دوائي مستخلص من النبات وما شابه ذلك).
- الكشف في المركب المعني عن عناصر تركيبية معينة ومن ثم تحديد بناء هذا المركب (كالكشف في المركب المدروس عن مجموعات هيدروكسيلية أو كربوكسيلية أو روابط ثنائية أو شقوق هيدروكربونية معينة أو ما شابه ذلك).

تشكل الكيمياء التحليلية جزءًا من علم الكيمياء، وذلك إلى جانب الكيمياء العامة والكيمياء اللاعضوية والكيمياء العضوية والكيمياء الفيزيائية.

ومادة الكيمياء التحليلية هي نظرية وتطبيق طرق التحليل المختلفة. أما مهماتها فهي التالية:

1. التطوير المتعدد الجوانب لنظرية طرق التحليل.
2. تحسين طرق التحليل الحالية وتعليلها علميا.
3. وضع طرق جديدة في التحليل تتفق ومتطلبات العلم المتطور والصناعة الحديثة.
4. تحليل المواد الطبيعية والوسط المحيط (الجو وغلاف الأرض المائي واليابسة) وكذلك المواد التكنيكية.
5. تأمين رقابة كيميائية تحليلية على الصناعة والأبحاث العلمية في مجال الكيمياء والصناعة الكيميائية والكيمياء الحيوية والكيمياء الزراعية والكيمياء الجيولوجية والميتالورجيا والبيولوجيا والطب وغيرها.

تصنيف الطرق التحليلية وفقا لأهداف التحليل:

- كيمياء حيوية تحليلية
- تحليل المواد
- تحليل كيميائي
- تحليل بيئي
- كيمياء شرعية

حسب طريقة التحليل:

- طرق تقليدية: معايرة حجمية وتحليل وزني
- مطيافيات: قياس الضوء الطيفي وقياس الألوان
- مطياف الكتلة
- تحليل وزني حراري
- عمليات الفصل: مثل الكروماتوجرافي أو التفريق اللوني والرحلان الكهربائي
- بلورية
- مجهرية

- كيمياء كهربية
- قائمة كاملة وقائمة بطرق تحليل المواد أو دمج بين عدة تقنيات هجينة

أهمية الكيمياء التحليلية:

تقوم الكيمياء التحليلية في كثير من العلوم بدور مهم، وكذلك فهي لاغنى عنها أساسًا في علم الحياة، إذ يستفاد من التقنية التحليلية في دراسة المواد الحية وعمليات التمثيل الغذائي وغيرها، ولا يستطيع الأطباء تشخيص الامراض دون الاستناد إلى نتائج التحليلات اللازمة لذلك. كما نجد أن تقسيم المعادن جاء بعد معرفة تامة بالمكونات الكيميائية له. ولا يستطيع الفيزيائيون تشخيص نواتج تصادم الدقائق ذات الطاقة العالية بدون استخدام التقنية التحليلية في الصناعة الحديثة. إن قيمة المواد الخام ومدى نقاوة منتج صناعي وملاءمته للاستعمال والسيطرة على العمليات الصناعية في مرحلة أو أكثر نحتاج إلى معرفة الكيمياء التحليلية للتأكد من جودة الإنتاج الصناعي.

أنواع الكيمياء التحليلية:

التحليل النوعي أو الوصفي:

هو مجموعة العمليات التي يتم فيها الكشف عن تركيب المواد أو المركبات أو العناصر الداخلة في تركيب مادة معينة أو خليط من المواد سواء أكان في الحالة الصلبة أو محلول في مذيب معين ولايتعرض هذا التحليل إطلاقًا إلى كميات هذه المكونات. وهو الذي يهتم بالمظهر الخارجي للمركب مثل اللون والرائحة والطعم.

التحليل الكمي:

ويبحث في تقدير كميات المكونات أو العناصر الداخلة في تركيب المركب الكيميائي أو الخليط، ويتبين من هذا أن التحليل النوعي لمادة مجهولة التركيب يسبق عادة التحليل الكمي لها؛ لأنه لا يجوز تقدير مادة معينة تقديرًا كميًا ما لم يتأكد من وجودها وصفيًا. ويشمل التحليل الكمي على:

التحليل الوزني:

ويتم التحليل الكمي بالوزن بترسيب المادة وتقديرها كميًا في هيئة عنصر منفرد أو مشتق معين معروف التركيب يفصل عن المحلول بالترسيب أو الطرد المركزي ثم غسله وتجفيفه ووزنه، فيحسب وزن المادة المراد تقديرها من معرفتنا لوزن الراسب وتركيبه بدقة. فمثلا يمكن تعيين نسبة الكلور في ملح الطعام مثلا بإذابة وزن معين من الملح في الماء ثم إضافة محلول نترات الفضة إليه فيترسب على شكل كلوريد الفضة، ثم يرشح الراسب ويغسل ويجفف ثم يوزن لمعرفة كمية الكلور ونسبته في الملح، ويضم التحليل الوزني الطرق التي يتم فيها تقدير أوزان المواد أو بعض مكوناتها بطريقتين هما:

- الطريقة المباشرة:

وفيها يتم تحديد قياسات الأوزان لنواتج العملية التحليلية المعروفة التركيب.

- الطريقة غير المباشرة:

إذ تحدد بواسطتها قياسات الأوزان المفقودة أو الناقصة في الوزن بوصفها نتيجة لخاصية التطاير بالعينة.

طرق التحليل الحجمي:

تستعمل في هذه الحالة طرق مباشرة وغير مباشرة لتعيين أوزان المواد أو بعض مكوناتها وتشمل هذه الطرق ما يلي:

- **طريقة المعايرة الحجمية:**

وتتضمن استعمال محاليل ذات تراكيز معلومة وقياس حجوم مثل هذه المحاليل التي تتفاعل كميًا مع محلول المادة المراد تقديرها لحد نقطة معينة تسمى نقطة التكافؤ أو نقطة انتهاء التفاعل التي يمكن الكشف عنها بواسطة الأدلة التي تتضمن تغيرًا حادًا في خواص المحلول كاللون أو التعكير الذي تلحظهما بالعين المجردة أو تقاس بالطرق الكيميائية الفيزيائية كقياس فرق الجهد أو التوصيل

الكهربائي. ويسمى المحلول المعلوم التركيز بالمحلول القياسي وهو المحلول الذي يحتوي حجم معين منه على وزن معلوم من المادة المذابة. أما عملية إضافة المحلول القياسي من السحاحة إلى حجم معين من محلول المادة المجهولة التركيز في الدورق المخروطي أو العكس حتى يتم التفاعل فتسمى بعملية المعايرة. ومن قوانين التكافؤ الكيميائي وتحديد حجم المحلول القياسي المستعمل في المعايرة نستطيع أن نعين وزن المادة المجهولة أو النسب الوزنية لما فيها من مكونات سواء أكان بطرق مباشرة أو غير مباشرة.

- **التحليل الغازي:**

وتقاس بهذه الطريقة كمية الغازات المستهلكة وفيه تقدر المادة بتقدير حجم الغاز الذي قد يكون هو المادة المراد تقديرها أو ناتجًا عن تفاعل تلك المادة مع مواد أخرى بحيث تعطي غازًا يمكن تقديره. ويجب أن لا يفهم بأن عمليات التحليل الكمي والنوعي لا يمكن أن تتم إلا عن طريق التفاعلات الكيميائية. وعمليات الفصل بالطرق الطبيعية لها أثرها الواضح في بناء أكثر مراحل التحليل الكروماتوجرا في لمكونات الخليط ثم يلي ذلك التمييز بطرق كيميائية. ومع أن طرق التحليل الحجمي تتطلب توفر شروط وخبرة لتجاوز الأخطاء أو العيوب فأنها تفضل في التطبيق العملي والاستعمال على طرق التحليل الوزني؛ على الرغم من دقة النتائج التي يمكن الحصول عليها عند استعمالها لكنها تتركزوتستغرق وقتًا طويلاً لإتمام التحليل، قد يتجاوز الانتظار للحصول على نتائجها عدة ساعات أو أيام، وهو ما لا يتفق والحاجة العملية خاصة في السيطرة الكيميائية على العمليات الصناعية لتوجيه التفاعلات إلى الوجهة الصحيحة للحصول على نتائج ذات مواصفات عالية الجودة.

طرق التحليل الآلي:

تقدر المادة بقياس بعض من خواصها الفيزيائية أو الكيميائية مثل الكثافة واللون ومعامل الانكسار والتوصيلة الكهربائية والتغيرلت الحرارية والكهربائية.....الخ. وتعتمد هذه الطرق أساسًا على القياسات الآتية:

1. انبعاث الطاقة الضوئية:

يتضمن هذا القياس إثارة المادة إلى مستويات عالية من الطاقة بالطاقة الضوئية أو الكهربائية ثم رجوعها إلى مستوى طاقة منخفض فينبعث منها من الطاقة الممتصة وتكون مقياسًا لكمية المادة وذلك بواسطة الطرق الآتية:

- طرق تسجيل الطيف الانبعاثي، حيث تثار المادة باستخدام القوس الكهربائي.
- المطياف الفوتومتري باللهب، حيث تثار المادة باستخدام أنواع مختلفة من اللهب وبعد رجوع المادة إلى حافة طاقة منخفضة تقاس كمية الضوء المنبعثة.
- وميض الأشعة السينية حيث تثار المادة بأشعة سينية ذات طول موجي معين وبعد رجوعها إلى حالة طاقة منخفضة تقاس الأشعة المنبعثة وهي التي تقوم بتمييز العنصر.

2. امتصاص الطاقة الضوئية:

ويتضمن قياس كمية الطاقة الضوئية عند طول موجه معينة تمتصها المادة المراد تحليلها، ولهذا يمكن استخدام مايلي:

أ- الطرق الطيفية اللونية.

ب- الطرق الطيفية في المنطقة فوق البنفسجية.

جـ- الطرق الطيفية في المنطقة تحت الحمراء.

د- طريقة الأشعة السينية.

هـ- الرنين النووي المغناطيسي: تتضمن هذه الطريقة التفاعل بين موجات الراديو وأنوية الذرات التي تكون في مجال مغناطيسي.

3. الطرق الكهربائية:

أ- التحليل بطريقة التوصيل الكهربائي حيث يقاس التغير في معامل التوصيل الكهربائي لمحلول النموذج.

ب- التحليل بقياس فرق الجهد حيث يقاس الجهد الكهربائي المتغير في أثناء التفاعل عند وضع القطب في المحلول ويمكن معرفة انتهاء التفاعل ومن ثم يمكن حساب تركيز المواد المتفاعلة.

جـ- التحليل بقياس الكمية الكهربائية حيث تقاس الكمية الكهريائية بالكولوم اللازمة لإكمال التفاعل الكهروكيميائي.

د- البولاروجرافيا حيث تقاس قيمة التيار الكهريائي حيث تتناسب مع تركيز المادة التي تختزل أو تتأكسد في تفاعل كهروكيميائي عند القطب المايكروني.

4. التحليل الكروماتوجرافي:

يعتمد هذا النوع من التحليل على اختلاف المواد بعضها عن بعض في ميلها للأمتزاز أو التجزئة أو التبادل خلال سطح مغلف بمذيب مناسب أو خلال مادة كيميائية ومن ثم يمكن أن تنفصل تلك المواد، وتنقسم طرق التحليل الكروماتوجرافي إلى:

1. كروماتوجرافيا الادمصاص: ويقصد به التحليل الكروماتوجرافي عن طريق الأدمصاص على السطح.
2. كروماتوجرافيا التبادل الأيوني: ويقصد به التحليل الكروماتوجرافي عن طريق تبادل الأيونات بين مادة التقدير وبين أيونات السطح الذي يحدث عملية التبادل وهي مادة كيميائية راتنجية.

3. كروماتوجرافيا التجزئة: ويقصد به التحليل الكروماتوجرافي عن طريق الفصل التجزيئي لمخلوط من عدة مواد وتنقسم هذه الطريقة إلى كروماتوجرافيا العمود بالتجزئة ويتم فيها التحليل على عمود معبأ بمادة معينة.

4. كروماتوجرافيا الطبقة الرقيقة: وفيه يتم التحليل الكروماتوجرافي بالادمصاص أو التوزيع على ألواح زجاجية تنثر عليها مادة مسامية يجرى عليها الفصل والتحليل.

5. كروماتوغرافيا الأداء الفائق للسوائل HPLC:

تفضل طرق الاستشراب السائل فائق الأداء (High-performance liquid chromatography) (HPLC) على الطرق المتبعة الأخرى في التحليل الكمي. وذلك لنوعيتها المثالية للحليلة analyte أو الحلائل المراد فصلها، بحيث نحصل على فصل نوعي ودقيق لمكونات المزيج المراد التعرف عليه. إن أجهزة الـ HPLC متوفرة بسهولة لأنها تستخدم في مجالات متعددة منها مجال التقانة الحيوية والتقانة الطبية السريرية والتحاليل الصيدلانية. إضافة إلى استخدامها في الكيمياء ومستحضرات التجميل وفي الطاقة والبيئة والصناعات الغذائية. كما وأن توافر أجهزة بأسعار مقبولة وذات كفاءة متطورة وموثوقة قد جعل أجهزة الـHPLC هي الطريقة المفضلة في التحاليل الصيدلانية وذلك بدءً من إنشاء Synthesis العقار أو فصل مكوناته أو ضبط جودته. لقد تطور استخدام الـHPLC بشكل كبير خلال العقود الماضية ففي الستينات تم وضع الأسس والمبادئ النظرية لهذه التقنية، وأدى التطور في مواد تعبئة عمود الاستشراب في السبعينات إلى تطور الاستشراب بالطور العكوس. وفي الثمانينات أدى التطور في الحواسيب والأتمتة إلى سهولة استخدام الـ HPLC. وفي التسعينات طورت أعمدة الاستشراب الميكرونية (الصغيرة) وأعمدة الاستشراب المتخصصة لاستعمال محدد، المشعرات (متحريات)

Detector الثابتة، بالإضافة إمكانات الحصول على البيانات المتكاملة وتخزينها واسترجاعها، مما أدى إلى الزيادة الكبيرة في فعالية وسرعة أجهزة الـــ HPLC.

1. كروماتوجرافيا الغاز: ويتضمن هذا التحليل الكروماتوجرافي باستخدام غاز ناقل يقوم بحمل أبخرة المواد المحللة فيتم اتصال أبخرة هذه المواد تبعًا لدرجات غليانها أي تظهر أولاً المواد ذات درجات الغليان المنخفضة يتبعها المواد ذات درجات الغليان العالية وتخرج هذه الأبخرة لتنضم إلى الغاز الناقل ومن ثم يمكن فصل هذه المواد عن بعضها وتعينها ويمكن أيضًا بطريقة كروماتوجرافيا الغاز إجراء التقدير الكمي لهذه المواد المنفصلة.

طرق مختلفة:

1. التحليل باستخدام البولاروميتر: يقاس مقدار الانحراف الناتج عند مرور الضوء المستقطب خلال المحلول.
2. التحليل بقياس انكسار الضوء: يقاس معامل الانكسار الذي يقوم بتعيين التركيب الكيميائي للخليط.
3. مطياف الكتلة: يمكن بهذه الطريقة قياس النسبة بين شحنة كتلة أيونات مختلفة ناتجة من تكسير جزيئات كبيرة ومنه يمكن إيجاد الوزن الجزيئي والتركيز.
4. التوصيل الحراري: وفيه يقاس التوصيل الحراري ويستدل منه على تركيب المادة.
5. طرق تحليل المواد المشعة: وفيه تشع المادة المادة لتصبح ذات نشاط إشعاعي ثم تعد الأشعة أو الجسيمات المتدفقة منها لغرض تقديرها كميًا.

المركب الكيميائي:

المركب الكيميائي هو مادة كيميائية تكونت من عنصرين أو أكثر، بنسبة ثابتة تحدد تركيبه، فمثلا الماء (O_2H) مركب يتكون من الهيدروجين والأكسجين بنسبة 1:2، وبصفة عامة فإن هذه النسبة يجب أن تكون ثابتة لبعض الاعتبارات الفيزيائية، وليس طبقا للاختيارات البشرية، ولهذا السبب فإن المواد مثل النحاس الأصفر تعتبر سبيكة وليست مركب. ومن الخواص المميزة للمركب أن له بنية كيميائية مميزة يعبر عنها عن طريق صيغة جزيئية، تصف هذه الصيغ نسبة الذرات الموجودة به، وعدد الذرات الموجودة في جزيء واحد من المادة، وعلى هذا فيكون شكل الإيثان $_4H_2C$ وليس $_2CH$)، ويمكن عن طريق معرفة تلك الصيغ حساب الكتلة المولية للمركب، توجد عدة معرفات لتمييز المركبات الكيميائية منها رقم CAS (رقم لتعريف كل المركبات).

ويمكن للمركبات أن يكون لها حالات عديدة. معظم المركبات توجد في هيئة صلبة. كما أن المركبات الجزيئية يمكن أن توجد أيضا في حالة سائلة أو غازية.

تعريفات أشمل:

هناك استثناءات للتعريف أعلاه حيث يوجد على الأرض عدد كبير من المواد الكيميائية الصلبة ذات الصيغ المعقدة، تسمى بعض اللمركبات البلورية بالمركبات الغير متكافئة وذلك إما لوجود الشوائب داخل البلورة أو لنقص أو زيادة العناصر المكونة، وتوجد هذه العناصر في قشرة وغلاف الأرض.

المركبات الكيميائية المتكافئة تختلف عن بعض من حيث الوزن والنظائر للعناصر المكونة ممايؤدي إلى اختلاف نسبة العناصر تبعا لاختلاف الكتلة.

فالمركب: اتحاد عنصرين أو أكثر اتحاداً كيميائياً، ويمكن فصل عناصره بوسائل كيميائية كالطاقة والحرارة.

اما العنصر: مادة نقية لا يمكن تجزئتها إلى مواد ابسط منها بوسائل فيزيائية أو كيميائية.

الخصائص المميزة للمركبات:

1- يتكون المركب من نسبة محددة من العناصر:مثل ذرتين الهيدروجين+ذرة أكسجين يكون جزيء الماء.

2- المركب له مجموعة محددة من الخصائص حيث ان العناصر في مركب لاتحتفظ بخصائصها الأصلية مثل (الهيدروجين [عنصر قابل للاشتعال ولا يساعد على الاشتعال]) + أكسجين (عنصر [غير قابل للاشتعال ويساعد على الاشتعال]).

← الماء (مركب [لا يشتعل ولا يساعد على الاشتعال])

3- لا يمكن فصل المركب الكيميائي بطرق فيزيائية التكافؤ هو عدد ذرات الهيدروجين التي يمكن أن تتحد مع ذرة واحدة للعنصر لتكوين المركب.

مقارنة المركبات والخلائط:

الخواص الفيزيائية والكيميائية للمركب تختلف عن خواص العناصر المكونة لها وهذه إحدى الطرق للتمييز خلائط العناصرأومواد أخرى لانه مزيج من الخصائص بشكل عام ترتبط ببعضها ارتباطا وثيقا وتعتمد على خصائص المكونات.

يتميز المركب عن الخليط أنه يمكن فصل مكوناته بسهولة بطرق ميكانيكية سواء الترسيب أو التبخر أو باستخدام القوة المغناطيسية لكن لايمكن فصل مكونات المركب إلا بالتفاعل الكيميائي.

يمكن تكوين الخليط بطريقة ميكانيكية بينما يتكون المركب (من عنصر أو مركبات أخرى أو مزيج منهما) عن طريق التفاعل الكيميائي.

بعض الخلائط ترتبط ارتبطا وثيقا بالمركبات ولها نفس الخصائص ومن السهل عدم التفريق بينهم ومثال ذلك السبائك.

تصنع السبائك بطريقة ميكانيكية حيث يسخن المعدن إلى أن يتحول إلى الحالة السائلة ويخلط جيدا وتعتبر هذه الطريقة أكثر شيوعا ثم يبرد الخليط مع التحريك بسرعة بحيث تكون المكونات بالأسفل مكونة قاعدة معدنية وامثلة أخرى للمركبات كالخلائط تشمل سبائك المعادن والفلزات القلوية المحلولة في الأمونيا السائل.

الصيغة:

الصيغة الكيميائية يصف الكيميائيون المركبات الكيميائية باستخدام صيغ مختلفة فالمركبات الجزيئية يتم عرضها بصيغة جزيئية والمواد البوليمرية مثل المعادن وأكاسيدها تعطى عادة بصيغ تجريبية مثل ملح الطعام NaCl ويتم عادة ترتيب العناصر حسب تنظيم معين يعرف بنظام هيل ففي نظام هيل يتم وضع ذرة الكربون في البداية وتوضع أي ذرة هيدروجين بعدها ومن ثم جميع العناصر الأخرى حسب الترتيب الأبجدي إذا كانت الصيغة لاتحوي عنصر الكربون ترتب أبجديا بما في ذلك الهيدروجين وهناك عدة استثناءات عامة حيث توضع المركبات الأيونية الإيجابية أولا والعناصر الأيونية السلبية تبعا لها وتوضع الأكاسيد آخر قائمة الأكسجين الأحماض العضوية بصفة عامة تتبع القواعد فتدرج أبجديا مع الصيغ المبدوءة بحرف H,C ومثال ذلك حمض trifluoroacetic ويكتب $_2O_3HF_2C$ حيث يمكن من الصيغة معرفة المعلومات الهيكلية ويمكن كتابة trifluoroacetic بالصيغة H_2CO_3CF من ناحية أخرى الصيغ الكيميائية للأحماض غير العضوية والقاعدية تستثنى من القواعد العامة فتكتب وفق قواعد المركب الايوني (الإيجابية أولا والسلبية ثانيا)بما يطابق تعاريف ارهينيس تبدا صيغ معظم الأحماض غير العضوية القاعدية بـــH ومعظم القواعدتنتهي بأيون الهيدروكسيد(OH^-) ولايمكن من صيغ المركبات غير العضوية معرفة معلومات

عن البناء الهيكلي كما في حمض الكبريتيك H_2SO_4 فهو لايحوي الرابطة H-S والصيغة الوصفية له $(SOH_2O)_2$ لكنها لاتكتتب أبدا هكذا.

الطور والخصائص الحرارية:

قد يكون للمركب عدة أطوار محتملة.فجميع المركبات توجد في الحالة الصلبة عند درجات منخفضة بما فيه الكفاية.وقد تتواجد في الحالة السائلة أو الغازية أحيانا توجد في الحالة البلازمية وعند تطبيق درجة حرارة معينة تتحلل المركبات وتسمى درجة الحرارة هذه بحرارة التحلل وهي غير حادة وتعتمد على معدل الحرارة.

الرقم CAS:

كل مادة كيميائية بما في ذلك المركبات توصف برقم فريد يسمى المعرف العددي وهو العدد CAS.

أنواع المركبات:

- أحماض
- قاعدة
- مركبات أيونية
- أملاح
- أكاسيد
- مركبات عضوية

الحمض الكيميائي:

الحمض (إنجليزية: Acid) (يمثل عادة بالصيغة HA) هو أي مركب كيميائي، يكون عند انحلاله في الماء قادراً على تحرير شاردة الهيدروجين (البروتونات)، والتي يرمز لها بذرات هيدروجين ذات شحنة إيجابية واحدة أو +1.

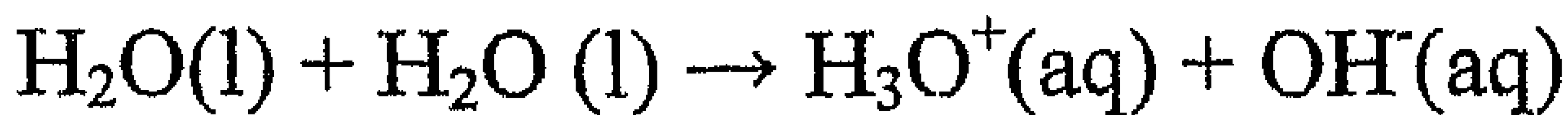
التعريف:

عرفت الحموض في البداية بحسب خواصها العامة. فقد كانت مواد ذات طعم لاذع، تحل العديد من المعادن، وتتفاعل من القلويات (أو القواعد) لتكون الأملاح. لقد اعتقد لبعض الوقت، وبعد أعمال لافوازييه، أن المكون العام في جميع الحموض هو عنصر الأكسيجين، ولكن أصبح من الواضح تدريجياً أنه إذا كان هناك عنصر أساسي، فهو الهيدروجين وليس الأوكسجين. إن تعريف الحمض حقيقة صاغه ليبيغ في عام 1840 م، فقال: «الحمض هو المادة الحاوية على الهيدروجين والتي من شأنها أن تولد غاز الهيدروجين عند تفاعلها مع المعادن». وقد بقي هذا التعريف مقبولاً نحو 50 عاماً. هذا التعريف يقارب التعريف الحديث لبرونستد ومارتن لوري، اللذان عرفا على وجه منفصل الحمض كمركب يعطي شاردة الهيدروجين (H^+) لمركب آخر (يسمى قاعدة أو أساس). وكمثال معروف عن الحموض، حمض الخليك (الموجود في الخل) وحمض الكبريتيك (الموجود في بطارية السيارة). تختلف أنظمة حمض/قاعدة عن تفاعلات أكسدة-اختزال حيث لا تتغير حالة الأكسدة.

وتعرف المركبات أو المواد الكيميائية أنها حمضية إذا كان لها صفات الحمض.

مفاهيم:

إن الكيميائي السويدي سفانت أرينيوس هو أول من قرن خاصية الحموضة بالهيدروجين 1884. حمض أرينيوس هو مادة تزيد من تركيز شاردة الهيدرونيوم H_3O^+ عندما تنحل في الماء. أتى هذا التعريف من الانحلال المتوازن للماء إلى شوارد الهيدرونيوم والهيدوركسيد (OH^-):

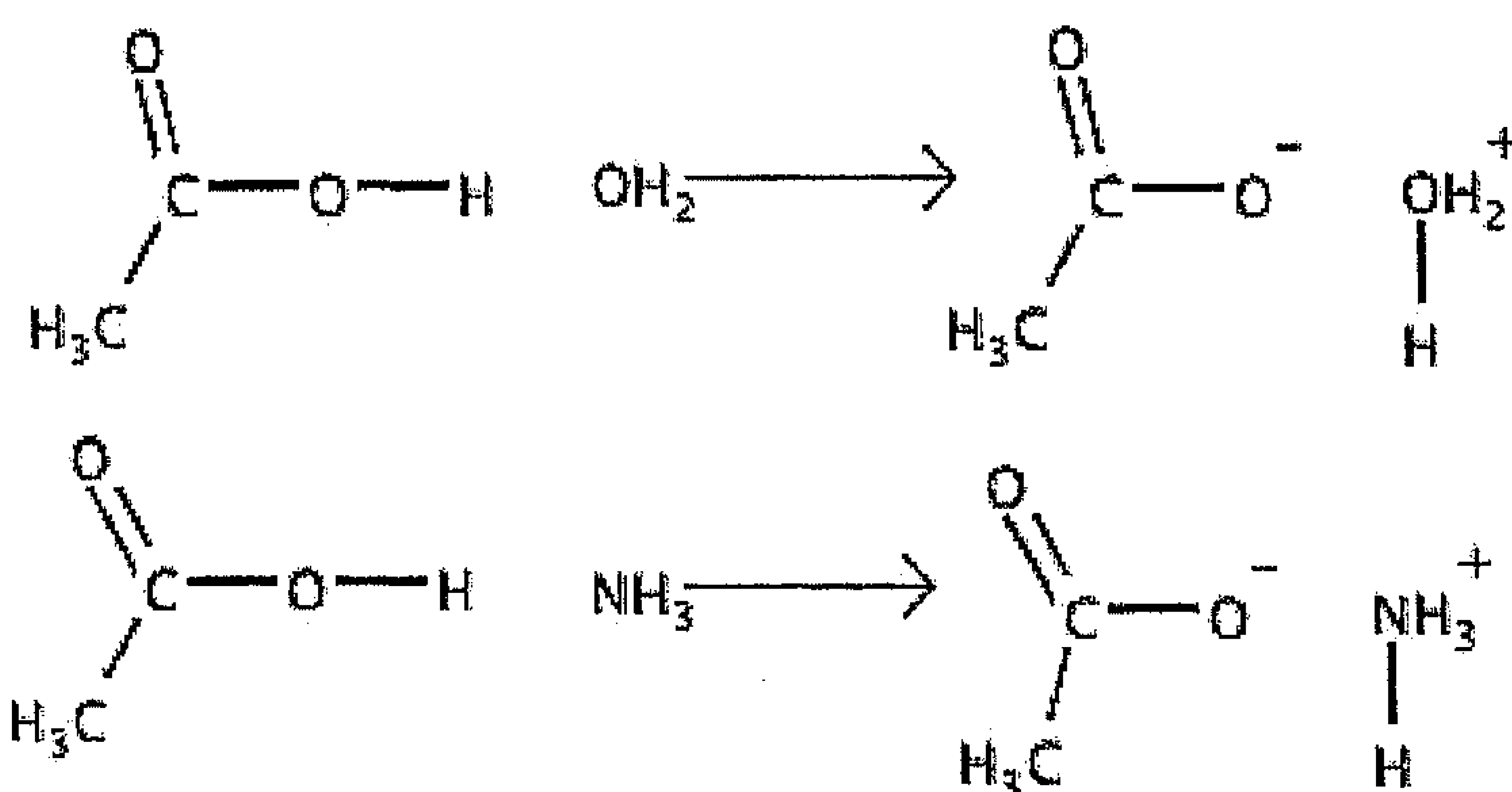


$$H_2O(l) + H_2O\ (l) \rightarrow H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

في الماء النقي توجد معظم الجزيئات على شكل H_2O، ولكن عدداً صغيراً من الجزيئات تنحل على وجه ثابت وتعود فتتحد. فالماء النقى معتدل مقارنة مع

الحموضة أو القلوية لأن تركيز شوارد الهيدروكسيد متساوية دائماً مع تركيز شوارد الهيدرونيوم. فالمادة القاعدية في نظر أرينيوس هي أي جزيء يزيد من تركيز شاردة الهيدروكسيد عند انحلاله في الماء. لاحظ أن الكيميائيين يكتبون غالبا $H^{+}(aq)$ ويشيرون إلى شاردة الهيدروجين عندما يصفون تفاعل حمض–قاعدة لكن نواة الهيدورجين الحرة، البروتون، غير موجودة وحيدة في الماء، فهي توجد كشاردة الهيدرونيوم H_3O^{+}.

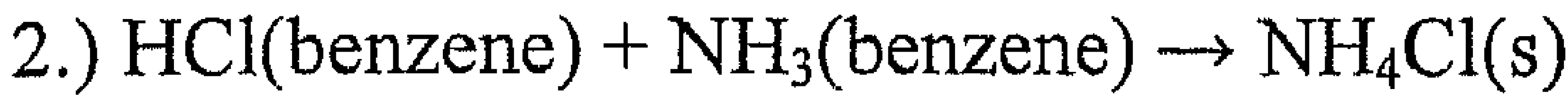
ومع أن مفهوم أرينيوس كان مفيداً في توصيف العديد من التفاعلات، إلا أنه محدود الرؤية. ففي عام 1923، قام الكيميائيان يوهانس برونستد وتوماس مارتن لوري بشكل مستقل عن بعضهما بتمييز تفاعلات حمض–قاعدة متضمنة مفهوم انتقال البروتون. وحمض برونستد–لوري (أو ببساطة حمض برونستد) هو صنف يعطي البروتون لأساس برونستد–لوري. إن لنظرية برونستد لوري حمض–قاعدة مزايا عديدة مقارنة بنظرية أرينيوس. لنفرض المثال التالي لتفاعلات حمض الخل (CH_3COOH)، أحد الحموض العضوية، الذي يعطي الخل طعمه المميز.

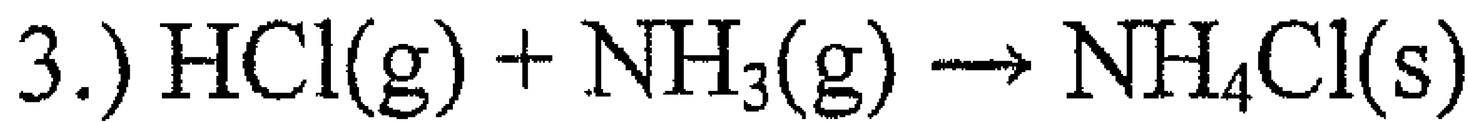


تصف كلتا النظريتين ببساطة التفاعل الأول: يتصرف CH_3COOH كحمض أرينيوس لأنه يتصرف كمصدر H_3O^{+} عندما ينحل في الماء، ويتصرف كحمض برونستد بإعطائه بروتون إلى الماء. في المثال الثاني يتعرض CH_3COOH للتحول نفسه، فهو يعطي بروتوناً إلى الأمونيا (NH_3)، ولكن لا

يمكن وصفه باستخدام تعريف أرينيوس للحمض لأن التفاعل لا يعطي الهيدرونيوم. يمكن أن تصف نظرية برونستد–لوري أيضاً جزيءالمركبات الجريئية، بينما توجب نظرية أرينوس على المركب أن يكون أيونياً. يرتبط حمض كلور الماء والأمونياك تحت شروط متعددة ليشكلا النشادر Cl_4NH. يتصرف المحلول المائي لحمض كلور الماء كالحمض ذاته، ويكون كشوارد الهيدرونيوم والكلور. التفاعل التالي يوضح محدودية تعريف أرينيوس


1.) $H_3O^+(aq) + Cl^-(aq) + NH_3 \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$


2.) $HCl(benzene) + NH_3(benzene) \rightarrow NH_4Cl(s)$


3.) $HCl(g) + NH_3(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$

وكما كانت الحالة في تفاعلات حمض الخل، فإن كلا التعريفين صالحان للمثال الأول، حيث يكون الماء هو المذيب وتتشكل شاردة الهيدرونيوم. التفاعلان التاليان لا يشملان تشكل شوارد ولكنهما يبقيان تفاعلين لانتقال البروتون. في التفاعل الثاني يتفاعل حمض كلور الماء مع الأمونياك ليشكلا النشادر الصلب في البنزين كمذيب وفي الثالثة يتفاعل حمض كلور الماء والأمونياك NH_3 ليشكلا النشادر الصلب.

اقترح جيلبرت نيوتن لويس مفهوماً ثالثاً يتضمن تفاعلات ذات خصائص حمض–قاعدة والتي لا تتضمن انتقالاً للبروتون. حمض لويس هو صنف يقبل زوجاً من الإلكترونات من صنف آخر لتشكل رابطة تساهمية، وبكلمة أخرى، قابل لزوج إلكتروني.

ومع أنها لم تكن أكثر النظريات عمومية، فإن تعريف برونستد لوري هو أكثر التعاريف استخداماً. يمكن فهم قوة الحمض باستخدام هذا التعريف على أنها استقرار الهيدرونيوم والقاعدة المشتقة المنحلة خلال التفكك. ازدياد أن نقصان استقرار القاعدة المشتقة سيزيد أو ينقص حموضة المركب. يستخدم مفهوم الحموضة هذا في الحموض العضوية مثل الحموض الكربوكسيلية. ففي وصف

الجزيء المداري (molecular orbital description)، حيث يتداخل مدار البروتون الفارغ مع زوج منعزل، يرتبط بتعريف لويس.

هنالك أنواع عديدة من الحوامض، منها ما هو طبيعي كالموجود في الليمون مثلاً ومنها ما يصنع في المصانع أو المختبرات كحمض كلور الماء (HCl) أو كحمض الكبريت (H_2SO_4).

وأما الرقم الهيدروجيني (pH) فهو يتراوح بين 0 و14.

بالنسبة لوسائل قياس الحموضة فهي متعددة، منها ما هو غير دقيق كالمشعرات (عباد الشمس) ويتغير لونها ودرجة اللون فيها حسب نسبة الحموضة الموجودة بالمحلول. حيث يدل اللون الأخضر على قلوية خفيفة واللون الأزرق على قلوية عاليـــة نتيجة لتصاعـــد تركيز الانيونات OH^- وتكون قيمة ال pH أعلى من 7. في حين يدل اللون البرتقالي على حموضة خفيفة واللون الأحمر على حموضة عالية نتيجة تصاعد تركيز الكاتيونات H^+ وتكون قيمة pH أدنى من 7. وهنالك مقاييس الباهاء التي تمتلك جهاز رصد إلكتروني يعطينا نسبة الحموضة مباشرة بعد وضعه في المحلول الكيميائي، وتحتاج هذه المقاييس إلى معايرة باستعمال محلول ذي باهاء معياري مثل 4 و 7 و 10. وهذه السوائل المعيارية هي محاليل منظمة يمكن شراؤها أو تصنيعها.

خصائص الحموض:

- ذات طعم حامض.
- تعطي الحموض المركزة أو القوية شعوراً لاذعاً في الغشاء المخاطي.
- تغير ألوان مشعر الباهاء كالآتي: تصبح ورقة عباد الشمس حمراء، والمتيل البرتقالي يصبح أحمر، ويصبح الفينول فتالئين عديم اللون.
- يتفاعل مع المعادن ليعطي أملاح المعادن والهيدروجين.
- يتفاعل مع كربونات المعادن ليعطي الماء وثاني أكسيد الكربون والملح.

- يتفاعل مع الأسس ليعطي ماء وملحاً.
- يتفاعل مع أكاسيد المعادن ليعطي ماء وملحاً.
- ناقل للكهرباء بحسب درجة انحلاله.
- يعطي شوارد الهيدرونيوم في الماء [+H3O].

الأحماض القوية والعديد من الحموض المركزة هي مواد آكلة، وقد تكون خطيرة، وتسبب حروقاً خطيرة حتى ولو كان التماس بسيطاً. تعالج الحروق الناتجة عن الحموض عادة بغسلها بالماء الجاري بغزارة، يتبعها معالجة طبية مباشرة. وفي حالة الحموض المعدنية المركزة جدا كحمض الكبريت أو حمض الآزوت، فيجب أولاً تنظيف الإصابة قبل الغسل بالماء، لأن مزج الحموض بالماء هو تفاعل ناشر للحرارة مما يسبب حرقاً حرارياً أيضاً.

القاعدة الكيميائية:

القاعدة في الكيمياء (بالإنجليزية: Base) أو قلوي هي أي مركب كيميائي يمكنه استقبال أيونات الهيدروجين، بمعنى اخر هي مانحة إلكترونات. تقوم القواعد بمعادلة الأحماض. المحلول القاعدي يكتسب أيون هيدروجين في تحول كيميائي حسب تعريف برونشتد لوري. وتتفاعل القواعد مع الأحماض فتكون ملحاً وماء ويحتوي محلول القاعدة المائي على أيونات الهيدروكسيد. من صفاة القواعد أنها صابونية الملمس وتنقسم القواعد إلى ثلاث أقسام وهم:- -أكاسيد أو هيدروكسيدات فلزات لا تذوب في الماء مثل أكسيد النحاس (CuO) وأكسيد الحديدوز (FeO) وكلوريد الحديديك ($_3$FeCl). -أكاسيد وهيدروكسيدات فلزات تذوب في الماء مثل هيدروكسيد الصوديوم(NaOH)وهيدروكسيد البوتاسيوم(KOH) وأكسيد الصوديوم (O_2Na)و أكسيد البوتاسيوم(O_2K) ويسمى هذا القسم أو النوع باسم القلويات. مواد ليست بأكاسيد ولا هيدروكسيدات ولكن لها نفس الخواص التي تميز القواعد مثل كربونات الصوديوم وكربونات البوتاسيوم وبيكربونات الصوديوم وبيكربونات البوتاسيوم.

تعد الصودا الكاوية أو هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ أحد أهم القلويات وأقواها فهي تدخل في كثير من الصناعات مثل صناعة الصابون وصناعة النسيج وتحضير مركب كربونات الصوديوم ($_3CO_2Na$) المستخدم في إزالة عسر الماء كما يمكن استخدامها في التميز بين المشتقات القاعدية في الأملاح مثل أملاح كلوريد الحديدي وكبريتات النحاس وأملاح الأمونيوم حيث إما أن يترسب راسب لونه مميز من هيدروكسيد الفلز الذي لا يذوب في الماء، أو يتصاعد غاز مميز برائحه كما في حال أملاح الأمونيوم حيث يتصاعد غاز الأمونيا أو النشادر ذو الرائحة النفاذة. كما أنها كسائر القواعد تتفاعل مع الأحماض حيث يتحد أيون الهيدروكسيد السالب منها مع أيون الهيدروجين الموجب من الحمض ويتكون الماء وهو ما يعرف بتفاعل التعادل وبذلك تختفى خواص الحمض والقاعدة، حيث تتحد:



$$O_2H <==> (H(aq)+OH(aq)$$

مكونة الماء، وهو متعادل.

ومن القواعد الأخرى هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)2 الذي يستخدم في تكليس الجدران كما يستخدم في صناعة الأسمنت؛ ومحلول النشادر (هيدروكسيد الأمونيوم) الذي يستخدم في صناعة الأسمدة الكيماوية.

تعريف:

عند الكلام عن القاعدة في الكيمياء فيقصد بذلك عدة خواص معينة وخواص للماء. يحدث في الماء النقي تفاعل يتفكك فيه بعض قليل من جزيئاته وتنساب في الماء أيونات أوكسونيوم الماء يوجود الماء (^+O_3H) وايونات الهيدروكسيد :(^-OH)



$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

وتظهر في هذا التفاعل الذي يحدث في الماء خواص القاعدة حيث تتكون أيونات OH^- في الماء. في نفس الوقت تتكون أيونات O_3H^+ في الماء، ولها

خواص الأحماض. ولكننا لا نصف الماء بأنه قاعدي أو حمضي، ونقول عنه أنه "متعادل ". وهذا ينتمي إلى مقدار الأس الهيدروجيني (باهاء) pH value، وهي قيمة تعطي تركيز الأيونات H_3O^+ في الماء.

تبلغ قيمة الـPH في الماء النقي 7، وهو تركيز منخفض جدا. وتفاعل الماء المذكور أعلاه (التفكك) هو تفاعل متوازن: معدل تفكك جزيئات الماء مكونا أيونات سالبة وموجبة يساوي معدل ترابط تلك الأيونات وتكوينها جزيئات ماء. وهذا هو معنى توازن التفاعل.

توجد في مركبات كثيرة، ونسميها قواعد، أيونات الهيدروكسيد (OH^-) وهي تتفكك في الماء فينفصل الفلز وأيونات الهيدروكسيد. ونسمي مثل هذا المحلول "محلول قاعدي". ومثلا: يكون ملح هيدروكسيد الصوديوم الصلب (NaOH) في الماء محلولا قاعديا، وكذلك يكون ملح هيدروكسيد الكالسيوم (KOH) في الماء محلولا قاعديا.

ولا تحتوي مركبات أخرى عل أيونات الهيدروكسيد OH^- ولكن يمكنها تكوينها عن طريق تفاعلها مع الماء. وتوصف تلك المركبات بأنها "قاعدية" أو قلوية حيث تكتسب أيون هيدروجين H^+ من أحد جزيئات الماء H_2O تاركتا أيون هيدروكسيد OH^-.

وعلى سبيل المثال يكوّن ملح فوسفات الصوديوم (Na_3PO_4) أو ملح كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) في الماء أيونات هيدروكسيد. وبنفس الطريقة تتفاعل مركبات عضوية مثل أملاح حمض الكربونيك وكذلك الأمينات لان الأمينات من نواتج الأمونيا.

وتعود "الرائحة النفاذة" لمحاليل القواعد إلى تكوين أيونات الهيدروكسيد OH^- فيها.

الخواص:

- صابونية الملمس بفعل المادة الدهنية الموجودة على الجلد
- تصبح مادة حارقة أو كاوية للجسم إذا زاد تركيزها
- تصبح موصلة للكهرباء عند انحلالها في الماء (بفعل الايونات)

تتفكك القلويات أو القواعد القابلة للذوبان في الماء وتطلق أيون الهيدروكسيد السالب بالإضافة إلى الأيون القلوي الموجب.ومن هذه القلويات ما هو قوي مثل محلول هيدروكسيد الصوديوم؛ لأن نسبة تأينُه عالية، وبعضها ضعيف مثل هيدروكسيد الأمونيوم؛ لأن نسبة تأينه منخفضة، ولأن ناقلية القواعد للتيار الكهربائي تعتمد على درجة تأينها في الماء فمحاليل القواعد القوية مثل هيدروكسيد الصوديوم ناقلة جيدة للكهرباء بينما محاليل القواعد الضعيفة مثل هيدروكسيد الأمونيوم ناقلة ضعيفة للكهرباء.

- تتلون المحاليل القاعدية بألوان مميزة مع الكواشف مثل تباع الشمس الذي يتحول للأزرق.
- قوتها الهيدروجينية أكبر من 7 وتصبح في اوج تركيزها عند 14.
- تتفاعل مع الاحماض لتكون أملاحا.

امثلة:

ينحل الماء النقي (واحد في كل عشرة مليون جزيء) إلى ايون هيدروني وأيون هيدروكسيد بالمعادلة الكيميائية:

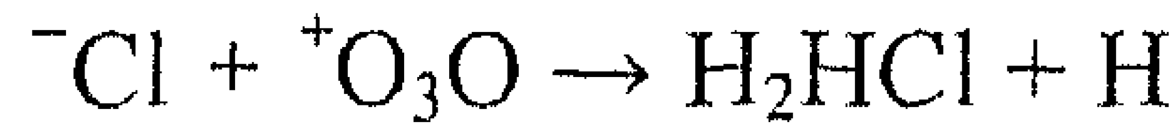


حيث aq تعني في حالة المحاليل المائية.

عند ذوبان القاعدة في الماء, تنحل القاعدة القوية هيدروكسيد الصوديوم إلى ايونات هيدروكسيد وصوديوم:



وبالمثل، يكون كلوريد الهيدروجين ايونات هيدرونيم وايونات كلوريد في الماء:



$$^{-}Cl + {}^{+}O_3O \rightarrow H_2HCl + H$$

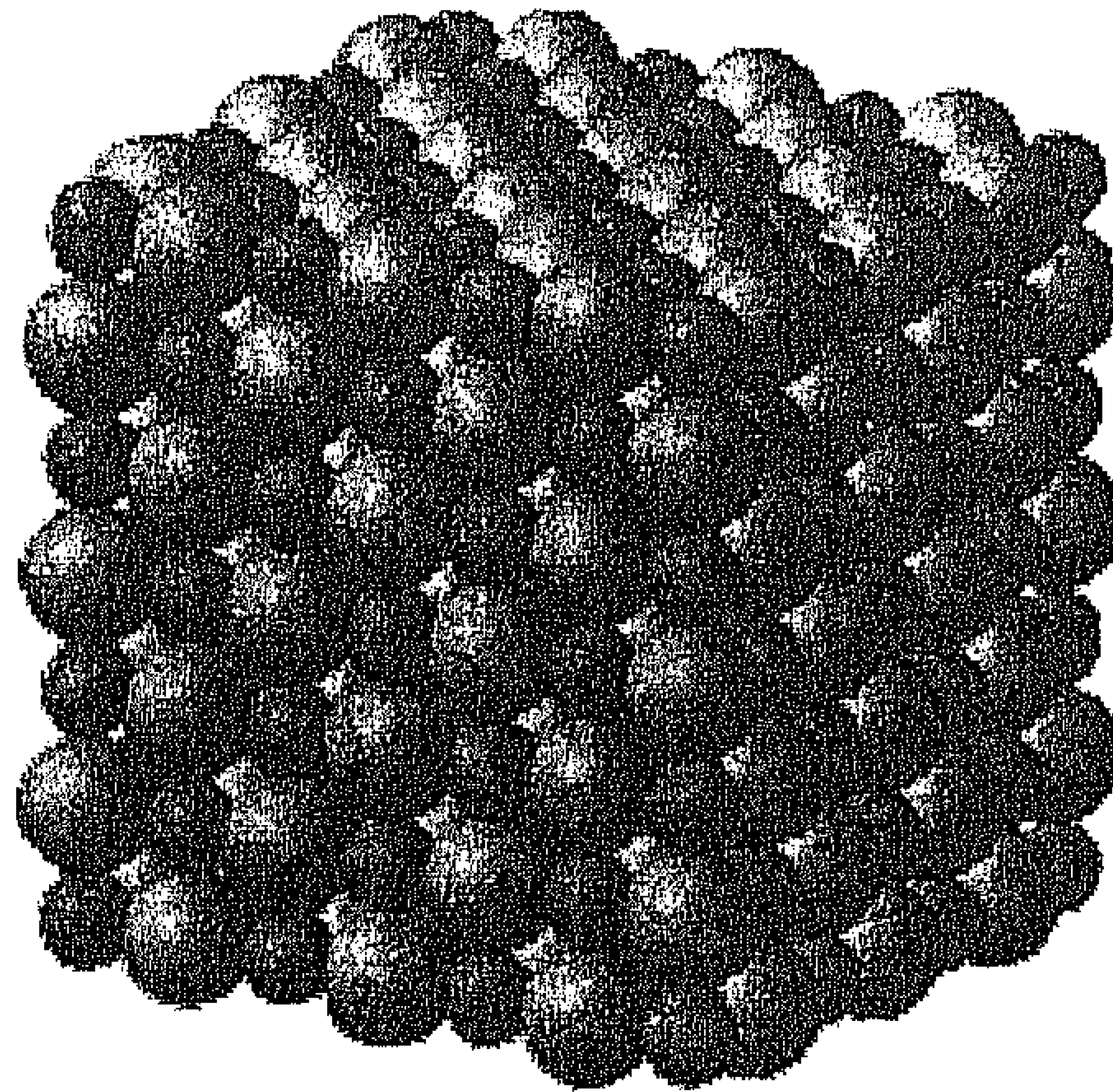
وعند خلط المحلولين, تتجمع ايونات O_3H^{+} مع ايونات OH^{-} لتشكل جزيئات الماء:



$$O_2H\ 2 \rightarrow {}^{-}{}_{OH} + {}^{+}O_3H$$

اذا تم اذابة كميات متساوية من NaOH و HCl, يتعادل الحمض مع القاعدي, تاركا ملح كلوريد الصوديوم في المحلول.

المركب الأيوني:



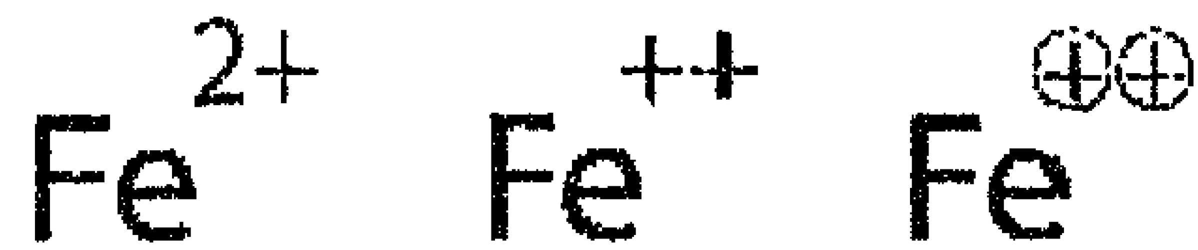
البنية البلورية لكلوريد الصوديوم،
وهو مثال نمطي للمركبات الأيونية

المركبات الأيونية هي عبارة عن تجمعات للأيونات السالبة (أنيونات) والأيونات الموجبة (كاتيونات) داخل شكل هندسي معين يطلق عليه اسم (بلورة).

إن رابطة الأيونات ببعضها في البلورة تدعى الرابطة الأيونية هي رابطة قوية، لذا فهي مقيدة أي لا تتحرك بحرية، في معظم الحالات تكون المركبات

الأيونية صلبة أي كثافتها عالية، يوجد للمركبات الأيونية درجة انصهار وغليان عالية جدا و فيه تتغلب قوى التجاذب على قوى التنافر لذالك تكون صلبه بدرجه حرارة الغرفه متماسكه جدا. مبناها بلوري تحيط بكل ايون سالب.

الأيــــون:



أيون حديد ثنائي الشحنة. ثلاثة طرق لكتابته

الأَيُون أو اليُون أو الشاردهو ذرة مشحونة كهربائيا بعد تفاعل كيميائي؛ أخذت إلكترونات من ذرة أو من ذرات أو أعطتها إياها. يوجد أيضا على شكل مجموعة من الذرات تسمى "مجموعة أيونية" أو ببساطة أيضا أيون.

الأيون نوعان:

1. شارد موجب أو بالإنجليزية cation (+) (/ˈkæt.aɪ.ən/ KAT-eye-ən)، (كَتيُون) وهو ذرة غير متعادلة كهربائيًا ذات شحنة موجبة، حيث عدد البروتونات فيها أكبر من عدد الإلكترونات، أي أن الشحنة الموجبة في الذرة أعلى من الشحنة السالبة. يتكون الدالف الموجب إثر خسارة الذرة للإلكترونات (مقدار الشحنة الموجبة التي تأخذها الذرة يتعلق بعدد الإلكترونات التي تخسرها). فمثلاً، إذا خسرت الذرة إلكترونًا واحدًا بعد أن كانت حيادية(متعادلة، أي عدد الإلكترونات = عدد البروتونات) فعدد البروتونات يصبح فيها أكبر من عدد الإلكترونات بوحدة واحدة أي أن الذرة تشحن بشحنة موجبة (1+).

2. شارد سالب أو بالإنجليزية anion (−) (🔊 AN-eye- /ˈæn.aɪ.ən/ ən)، (أنيُون) وهو ذرة غير متعادلة كهربائيًا ذو شحنة سالبة، حيث عدد الإلكترونات فيها أكبر من عدد البروتونات، أي أن الشحنة السالبة في الذرة أكبر من الشحنة الموجبة. مقدار الشحنة السالبة للذرة يتعلق بعدد الإلكترونات التي تكتسبها الذرة، فمثلاً إذا اكتسبت الذرة إلكترونا واحدا، فعدد الإلكترونات يصبح فيها أكبرَ بوحدة واحدة من عدد البروتونات. وبما أن شحنة الإلكترون سالبة، إذن تشحن الذرة بشحنة (−1).

تاريخ الاكتشاف:

كلمة ايون هي اليونانية ιον (الذهاب)، النعت الحالي ιεναι، ienai، "للذهاب". وقدم هذا المصطلح من قبل الفيزيائي الإنجليزية والصيدلي مايكل فاراداي في عام 1834 لهذه الأنواع غير المعروفة في ذلك الوقت التي تذهب' من قطب إلى أخر من خلال وسط مائي.

تكون الأيونات:



عند ذوبان ملح الطعام (كلوريد الصوديوم) في الماء يتفكك الجزيئ إلى أيون صوديوم موجب الشحنة وأيون كلور سالب الشحنة.

تتكون الأيونات من ذرات عندما تفقد إلكترونات أو تكتسب إلكترونات. ورغم أن تفكك الجزيئ يحتاج إلى طاقة من الخارج إلا أن تكوّن الأيونات قد تكون أنسب من وجهة اكتمال الغلاف الإلكتروني الخارجي للذرة أو الأيون. تحاول الأيونات بصفة عامة الوصول إلى ما يسمى قاعدة الثمانيات.

كاتيون:

الأيونات الموجبة الشحنة تسمى كاتيونات. ويتكون الكتيون عندما تفقد ذرة إلكترونات. ونظراً لأن النواة الذرية تحتفظ بعدد البروتونات فيها (في الذرة المتعادلة تتساوى فيها عدد البروتونات وعدد الإلكترونات)، ولذلك يظهر الأيون بأن له شحنة موجبة.

أمثلة:

تكون أيون الصوديوم: $Na \rightarrow Na^{+} + e$

تكون أيون المغنسيوم: $Mg \rightarrow Mg^{+2} + 2e$

تكون أيون ألمونيوم: $Al \rightarrow Al^{+3} + 3e$

تكون أيون قصدير: $Sn \rightarrow Sn^{+4} + 4e$

بصفة عامة تكوّن الفلزات كاتيونات (أيونات موجبة).

أنيون:

تسمى الأيونات سالبة الشحنة أنيونات، ويتكون الأنيون عندما تكتسب الذرة إلكترونا. بذلك يصبح للذرة شحنة زائدة من الإلكترونات، فتكون سالبة الشحنة.

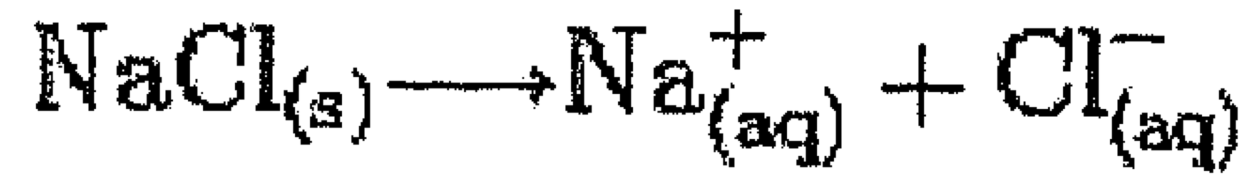
مثال: اللافلزات–تكون أيونات سالبة الشحنة.

معادلة تكوّن أيون الكلور: $Cl + e \rightarrow Cl^{-}$

معادلة تكوّن أيون السلفيد: $S + 2e \rightarrow S^{-2}$

ملحوظة: نظرا لتعثر نقل الصيغة الإنجليزية (من اليسار إلى اليمين) إلى الصيغة العربية (من اليمين إلى اليسار) فقد تعذر وضع العلامة السالبة على أيون الكلور، في المعادلة إلى اليمين. ولكن مثال السلفيد يوضح ذلك، وقد اكتسب شحنتين سالبتين (أي اكتسب إلكترونين).

تتكون الايونات عند إذابة أملاح في سوائل مثل الماء،
مثال تفكك كلوريد الصوديوم (ملح الطعام):



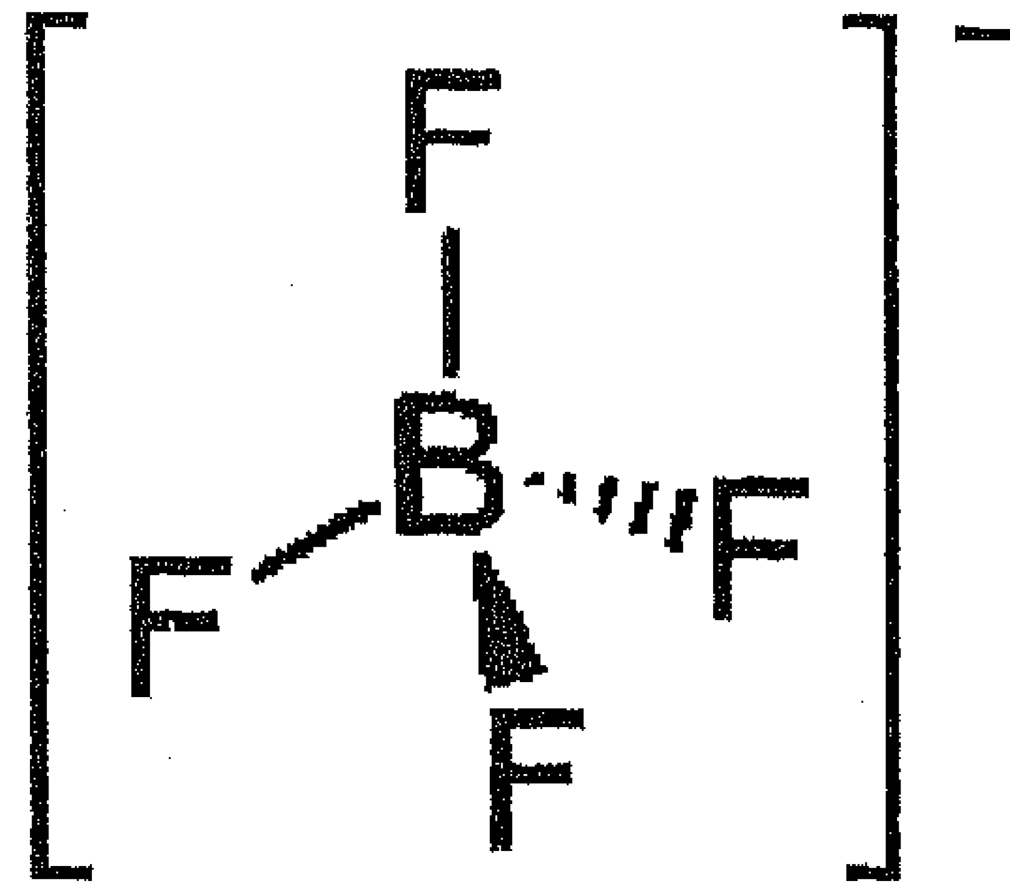
$$NaCl_{(s)} \longrightarrow Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

جزيئ كلوريد الصوديوم يكون متعادلا كهربائيا في العادة، ولكن عند إذابته في الماء يتفكك بحيث يأخذ الكلور إلكترونا من الصوديوم ويصبح سالبا الشحنة، ونظرا لأن ذرة الصوديوم فقدت إلكترونا فتصبح موجبة الشحنة (أي تصبح كاتيون).

الرمز „aq" يعني "في سائل" aqua، وأما الرمز „s" المكتوب بجانب كلوريد الصوديوم فمعناه "صلب" solid.

الصيغة الكيميائية:

تعطي شحنة الأيون عدد الشحنات السالبة أو الموجبة التي يمتلكها الأيون. وتُـكتب الشحنة فوق رمز العنصر.



أيون معقد Tetrafluorborate. تكتب الشحنة على القوس

أمثلة:

- Na^{+}: صوديوم–أيون (فقد إلكترون)
- S^{-2} – Sulfid-Ion: (اكتسب إلكترونين)،
- NH_4^{+} : أيون أمونيا (فقد إلكترون وأصبح ذو شحنة واحدة موجبة).

يكتب أيون مركب معقد بين قوسين قائمين وتكتب الشحنة على القوس، كالشكل المبين لأيون تترافلوروبورات:

خواص الأيونات:

يعتمد قطر الأيون على قطر الذرة الناشئ منها أو يعتمد كذلك على جزيئ المركب المتعادل كهربائيا. أصفوعلى وجه العموم تكون الكاتيونات أصغر من الأنيونات حيث يفقد الكاتيون إلكترونا أو إلكترونات المدار الخارجي للذرة. هذا يجعل الأنيونات أكبر حيث تتكون لها مدارات فوقية جديدة.

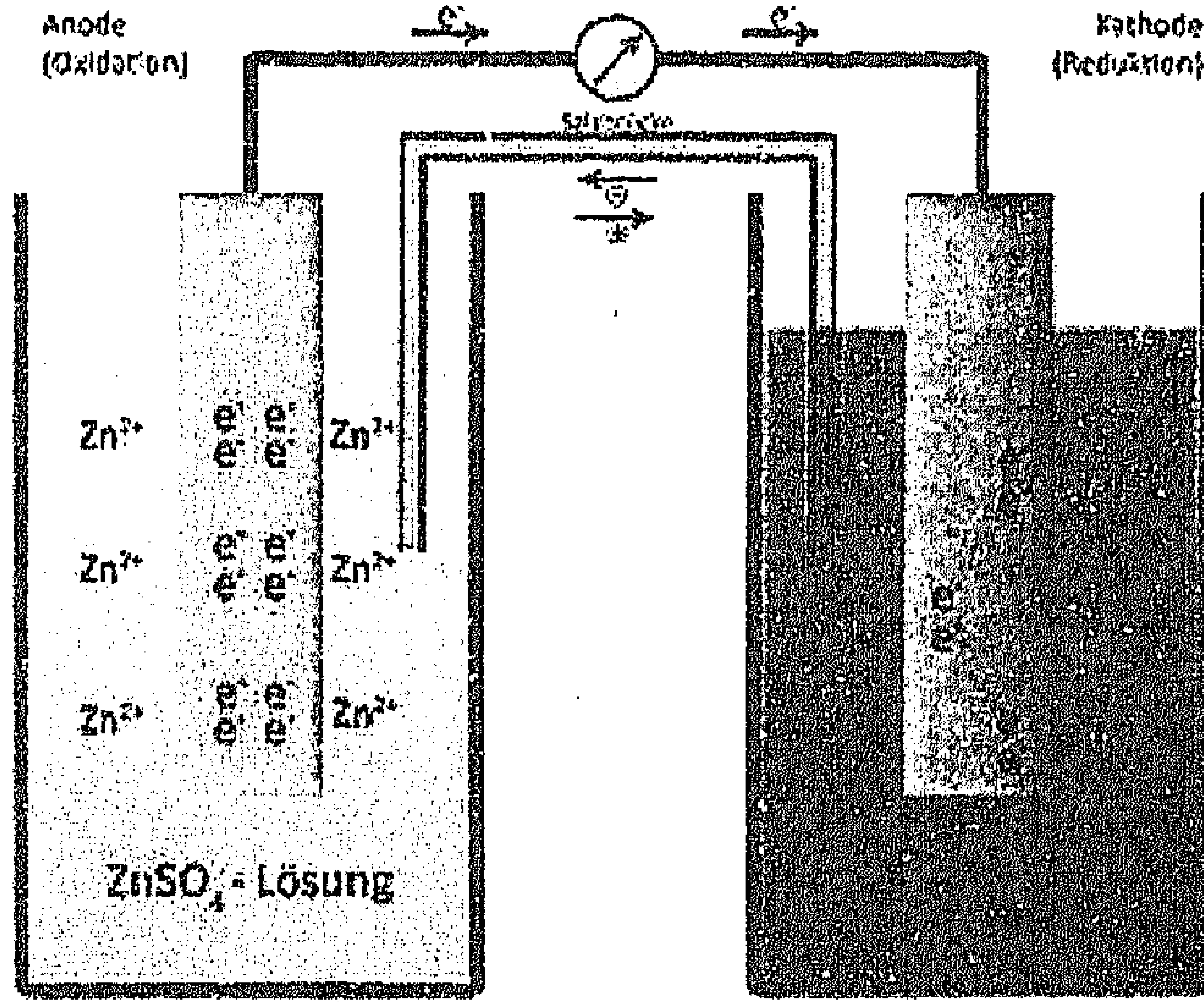
كما تختلف استقطابية شحنة الجزيئ (أي توزيع الشحنة عليه) بحسب قطر الأيون وشكله، فقد يكون بيضيا أو مستطيلا أو كرويا.

تكوّن الأيونات ذات الشحنة المتضادة رابطات أيونية مكونة أملاحا. وتوصل محاليل الأملاح الأيونية التيار الكهربائي وهي لذلك تسمى تلك المحاليل كهارل electrolyte. ويعود السبب في توصيل التيار الكهربائي إلى الحركة الانتقالية للأيونات في وجود مجال كهربائية أو مجال مغناطيسي في محلول الكهرل أو خارجه. يرمز إلى حركية الأيونات أو قدرتها على الحركة في مجال كهربائي بالرمز μ. ويمكن قياسها بطرق عديدة.

وجودها واستخداماتها:

الأيونات هي أساس عمل البطاريات وبطارية السيارة والخلية الضوئية. كما تلعب الكهارل دورا أساسيا في التمثيل الغذائي في جسم الإنسان وجميع الكائنات الحية ومن ضمنها النباتات.

وتستخدم في طلاء المعادن بالجلفنة وتنقية المعادن من الشوائب واستخراج الألمونيوم.



خلية جلفانية (خلية دانيال) ويلاحظ وجود الأيونات في المحلولين وانتقالهم عبر القنطرة وبذلك تتم الدورة الكهربائية بين لوح الخارصين Zn ولوح النحاس Cu.

وتستخدم الأيونات في الفيزياء لإجراء بعض التجارب مثلما في مصدر أيوني، ونجدها طبيعيا في ريح شمسية التي تأتي إلى الأرض، وفي الأضواء القطبية وفي البرق، وعندما تتحد الأيونات المختلفة الشحنة ببعضها البعض تصدر أحيانا ضوءا مثلما عند احتكاك الشهب في الغلاف لتقاء.

كذلك يتم اصدار الضوء في لمبات الخلخلة الكهربائية. ويسمى الغاز المحتوي على أغلبية من الأيونات بلازما.

يمكن لأيونات الغازات الخاملة الترابط مع بعضها وتكوين رابطة أيونية. أمثال تلك الغازات الهيليوم والنيون والكريبتون. كما تستخدم مركبات الهالوجينيات

في توليد وصناعة الليزر، مثلما في ليزر إكسيمر وهو يشبه في عمله ليزر ثاني أكسيد الكربون.

الأيونـــات الشائعـــة:

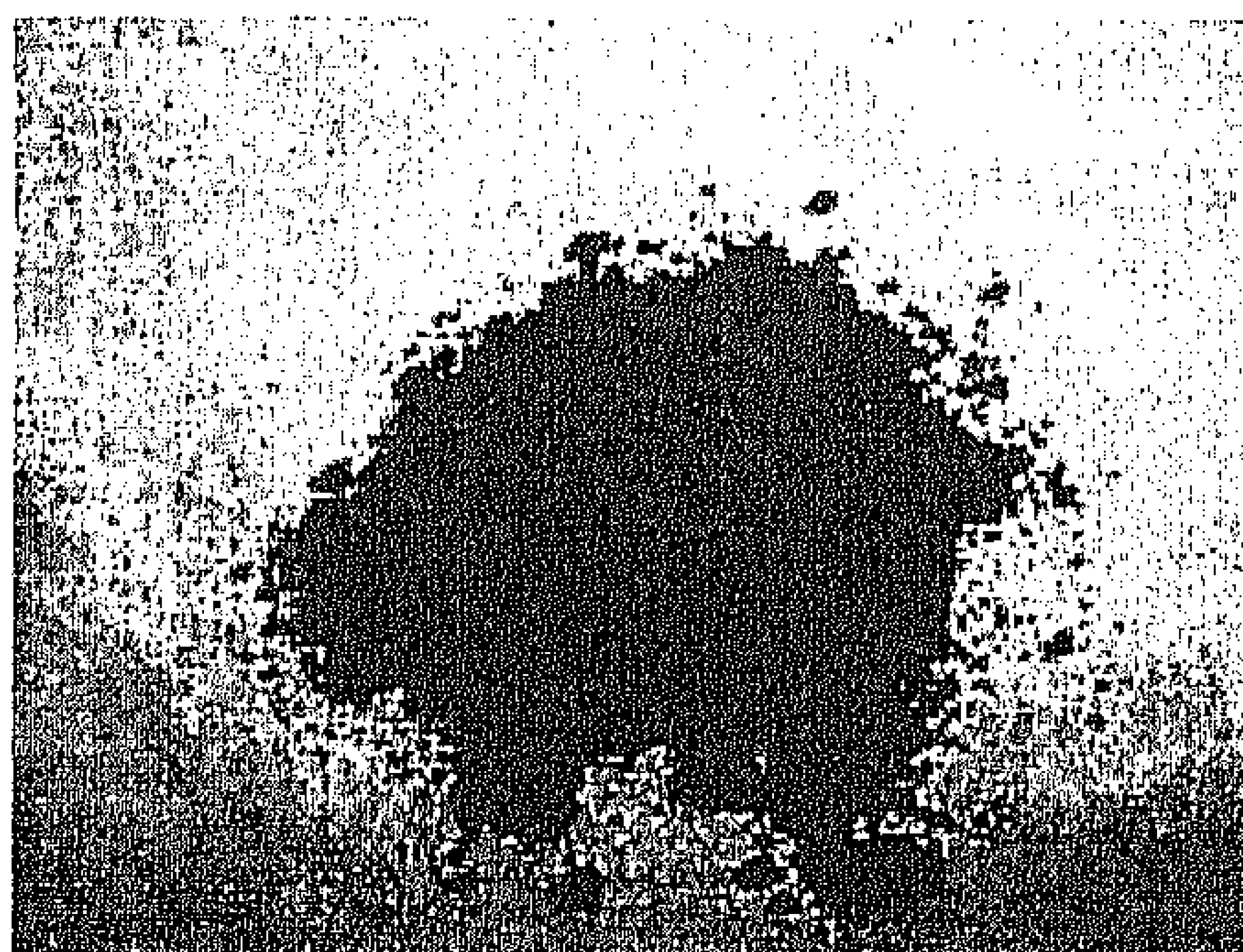
الايونات الموجبة الشائعة

الاسم الشائع	الصيغة الكيميائية	الاسم التاريخي
الايونات الموجبة البسيطة		
الألومنيوم	Al^{3+}	
الكالسيوم	Ca^{2+}	
نحاس(II)	Cu^{2+}	النحاس
الهايدروجين	H^{+}	
حديدوز (II)	Fe^{2+}	حديد
حديديك(III)	Fe^{3+}	حديد
المغنسيوم	Mg^{2+}	
زئبق(II)	Hg^{2+}	الزئبق
البوتاسيوم	K^{+}	kalic
الفضة	Ag^{+}	
الصوديوم	Na^{+}	natric
الكاتيونات متعددة الذرات		
الأمونيوم	NH+4	
الهيدرونيوم	H_3O^{+}	
زئبق(I)	Hg2+2	زئبقوز

الايونات السالبة الشائعة

الاسم الرسمي	الصيغة الكيميائية	الاسم البديل
الايونات السالبة البسيطة		
الكلوريد	Cl^{-}	
الفلوريد	F^{-}	
البروميد	Br^{-}	
الاوكسيد	O^{2-}	
الايونات الاكسجينية		
كربونات	CO2−3	
كربونات هيدروجنية	HCO−3	البيكربونات
الهايدروكسيد	OH^{-}	
النترات	NO−3	
الفوسفات	PO3−4	
الكبريتات	SO2−4	
الأيونات من الأحماض العضوية		
خلات	CH_3COO^{-}	ethanoate
فورمات	HCOO-	methanoate
اكسلات	$C_2O_4$2-	ethandioate
السيانيد	CN-	

الأكسيد:



أحمر الرصاص، اكسيد الرصاص (الثاني والرابع)

الأكسيد هو مركب كيميائي للأكسجين مع عنصر كيميائي آخر. معظم القشرة الأرضية تتكون من أكاسيد. تتكون الأكاسيد من تفاعل العناصر مع الهواء, مثلا أكسدة فلز النحاس تعطي أكسيد النحاس الثنائي.

أيون الأكسيد السالب O^{-2}، هو القاعدة المترافقة لأيون الهيدروكسيد OH^{-}، ويصادف ملاقاته في الأكاسيد الأيونية مثل أكسيد الكالسيوم.

الأكاسيد المعدنية:



$$2\,Cu(NO_3)_2 \longrightarrow 2\,CuO + 4\,NO_2 + O_2$$



$$CuCO_3 \longrightarrow CuO + CO_2$$



$$Cu(OH)_2 \longrightarrow CuO + H_2O$$

أكسيد فـ(ف يحل محله اسم للعنصر فلزي)

الأمثلة:

O_2Na: أكسيد الصوديوم وMgO: أكسيد المغنيسيوم.

الأكاسيد اللامعدنية:

لمعرفة الاسم يجب حساب العلاقة بين عدد ذرات الأكسجين وعدد ذرات العنصر اللامعدني وإضافة البادئة المناسبة للعلاقة: ذرات أكسجين على ذرات العنصر اللامعدني.

العلاقة O/NM	البادئة باللاتينية	البادئة بالعربية
1/2	Hémi	نصفي
1	Mono	أحادي
3/2	hémitri ou sesqui	ضعف ثلثي
2	di	ثنائي
5/2	hémipent	ضعف خمسي
3	tri	ثلاثي
7/2	hémihept	ضعف سبعي
4	tétra	رباعي
5	pent	خماسي

أمثلة:

O_2Cl:أكسيد كلور النصفي{ ناتج العلاقة= 2/1.

$_3O_2$: أكسيد الفوسفورالضعف ثلثي { ناتج العلاقة=2/3.

$_5O_2P$:أكسيد الفؤسفور الضعف خمسي { ناتج العلاقة=2/5.

الروابط مع مفهوم أكسدة:

منشأ مفهوم الأكسدة راجع إلى:

- السلبية الكهربائية الكبيرة للأكسجين.
- لكون الأكسجين العنصر الأكثر شيوعا على الأرض.

حين يتم اتحاد بين عنصر ما والأكسجين يكون انتقال الإلكترونات بشكل كامل حتى يحصل العنصر على شحنة يعادل $2e^{-}$.عدد أكسدة العناصر يعتمد على شحنة الكاتيون المحصل عليها لتحقيق هذا الشرط.

الاستخدامات:

بعض الأكاسيد التي لها العديد من الخصائص مثل:

- شبه- الموصلات: FeO
- فائقة التوصيل: أكسيد النحاس الثالث $YBa_2Cu_3O_7$
- مقاومات: CeO_2 (درجة انصهار فوق 3000 درجة مئوية)، والألومينا، MgO
- محفزة: الألومينا (Al_2O_3)، الزيوليت القائم SiO_2، وأكاسيد البلاتين.
- من المواد المركبة في:السيراميك والأسمنت والنظارات: وخاصة SiO_2 في السيليكا والزجاج والحجر الجيري $CaCO_3$ في الاسمنت.
- ملونات:TiO_2 طلاء أبيض ومختلف اكاسيد الكرروم للزجاج.
- الطاقة النووية: تستخدم الوقود في صورة أكاسيد لأنها أكثر قابلية للإدارة في هذا الشكل (اليورانيوم يتفاعل تلقائيا مع الهواء في درجة حرارة معينة) في تفاعلات كيميائية.

1. تحضير الفلزات (المعادن):
   - حديد بواسطة Fe_2O_3 et Fe_3O_4 (انظر فولاذ).
   - الألومنيوم من الألومينا.
   - الهيدروجين انطلاقا من الماء.
   - والعديد من الفلزات مثل اليورانيوم، والتنغستن، والموليبدينوم، والقصدير، والتيتانيوم (المرور من $TiCl_4$)، والسيليسيوم.
2. تفاعلات في الكيمياء العضوية:
   - تفاعلات لإضافة مواد عضوية معدنية إلى CO_2 أو كيتون.

- تفاعل مع SO_3 لإنتاج السلفونات.
- أكسدة ب MnO_4^- , CrO_3
- الجفاف ب P_2O_5
- تحفز،خصوصا بالألومينا والزيوليت.

3. الكيمياء المعدنية:

- مع الماء لإنتاج الحموض الأكسجينية مثل $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
- إنتاج قواعد قوية Na_2O.
- عوامل المؤكسدة / الناقل الأوكسجين: أكاسيد النيتروجين حامض النيتريك البرمنغانات مركب متبلر, البركلورات (انظر المتفجرات)
- ملونات الالعاب النارية (اكاسيد معدنية).

4. علم الأحياء:

- حامض الفوسفوريك من اصل اكسيد الفوسفور يلعب دورا مهما كعنصر من تركيبة جزيئة الحمض النووي وناقل للطاقة كالأدينوساين.

قائمة بجميع الأكاسيد المعروفة حسب حالة الأكسدة:

- عناصر في حالة الأكسدة 1−
  - Oxygen difluoride (OF_2)
- عناصر في حالة الأكسدة متعددة
  - الأنتيمون الرباعي (Sb_2O_4)
  - أكسيد الكوبالت الثنائي والتلاتي(Co_3O_4)
  - أكسيد الحديد الثنائي والثلاثي (Fe_3O_4)
  - رابع أكسيد الرصاص (Pb_3O_4)
  - اكسيد منغنيز ثنائي وثلاثي (Mn_3O_4)
  - أكسيد فضة ثنائية (AgO)

- عناصر في حالة الاكسدة 1+
  - (O_2Cu) Copper(I) oxide
  - (O_2C) monoxide Dicarbon
  - (O_2Cl) Dichlorine monoxide
  - أكسيد ليثيوم (O_2Li)
  - (O_2K) oxide Potassium
  - (O_2Rb) oxide Rubidium
  - (O_2Ag) oxide (Silver(I
  - (O_2Tl) oxide Thallium
  - (O_2Na) oxide Sodium
  - (O_2H) (hydrogen oxide) Water
- عناصر في حالة الاكسدة 2+
  - (AlO) monoxide Aluminium
  - (BaO) oxide Barium
  - (BeO) oxide Beryllium
  - (CdO) Cadmium oxide
  - (CaO) Calcium oxide
  - (CO) Carbon monoxide
  - (CoO) Cobalt(II) oxide
  - (CuO) Copper(II) oxide
  - (FeO) Iron(II) oxide
  - (PbO) Lead(II) oxide
  - (MgO) oxide Magnesium
  - (MercuryO:قالب).Mercury(II) oxide

- (NiO) Nickel(II) oxide
- (NO) Nitrogen oxide
- (PdO) oxide (Palladium(II
- (SrO) Strontium oxide
- (SO) monoxide Sulphur
- (SnO) Tin(II) oxide
- (TiO) Titanium(II) oxide
- (VO) Vanadium(II) oxide
- (ZnO) oxide Zinc

• عناصر في حالة الاكسدة 3+

- ($_3O_2Al$) Aluminium oxide
- ($_3O_2Sb$) Antimony trioxide
- ($_3O_2As$) Arsenic trioxide
- ($_3O_2Bi$) Bismuth trioxide
- ($_3O_2B$) oxide Boron
- ($_3O_2Cr$) Chromium(III) oxide
- ($_3O_2N$) trioxide Dinitrogen
- ($_3O_2Er$) Erbium(III) oxide
- ($_3O_2Gd$) oxide (Gadolinium(III
- ($_3O_2Ga$) Gallium(III) oxide
- ($_3O_2Ho$) oxide (Holmium(III
- ($_3O_2In$) Indium(III) oxide
- ($_3O_2Fe$) Iron(III) oxide
- ($_3O_2La$) oxide (Lanthanum(III

- (${}_3O_2Lu$) oxide (Lutetium(III
- (${}_3O_2Ni$) oxide (Nickel(III
- (${}_6O_4P$) trioxide Phosphorus
- (${}_3O_2Pm$) oxide (Promethium(III
- (${}_3O_2Rh$) oxide (Rhodium(III
- (${}_3O_2Sm$) Samarium(III) oxide
- (${}_3O_2Sc$) Scandium(III) oxide
- (${}_3O_2Tb$) oxide (Terbium(III
- (${}_3O_2Tl$) Thallium(III) oxide
- (${}_3O_2Tm$) oxide (Thulium(III
- (${}_3O_2Ti$) Titanium(III) oxide
- (${}_3O_2W$) Tungsten(III) oxide
- (${}_3O_2V$) Vanadium(III) oxide
- (${}_3O_2Yb$) oxide (Ytterbium(III
- (${}_3O_2Y$) oxide (Yttrium(III

- عناصر في حالة الاكسدة 4+
  - (${}_2CO$) Carbon dioxide
  - (${}_3CO$) trioxide Carbon
  - (${}_2CeO$) Cerium(IV) oxide
  - (${}_2ClO$) dioxide Chlorine
  - (${}_2CrO$) Chromium(IV) oxide
  - (${}_4O_2N$) tetroxide Dinitrogen
  - (${}_2GeO$) dioxide Germanium
  - (${}_2HfO$) Hafnium(IV) oxide

- ($_2$PbO) Lead(IV) oxide
- ($_2$MnO) oxide (Manganese(IV
- ($_2$NO) Nitrogen dioxide
- ($_2$PuO) dioxide Plutonium
- ($_2$RhO) oxide (Rhodium(IV
- ($_2$RuO) oxide (Ruthenium(IV
- ($_2$SeO) dioxide Selenium
- ($_2$SiO) Silicon dioxide
- ($_2$SO) Sulfur dioxide
- ($_2$TeO) dioxide Tellurium
- ($_2$ThoriumO:قالب) dioxide Thorium
- ($_2$SnO) dioxide Tin
- ($_2$TiO) Titanium dioxide
- ($_2$WO) Tungsten(IV) oxide
- ($_2$UO) dioxide Uranium
- ($_2$VO) Vanadium(IV) oxide
- ($_2$ZrO) dioxide Zirconium

• عناصر في حالة الاكسدة 5+

- ($_5$O$_2$Sb) Antimony pentoxide
- ($_5$O$_2$As) Arsenic pentoxide
- ($_5$O$_2$N) pentoxide Dinitrogen
- pentoxide Niobium
- ($_5$O$_2$P) pentoxide Phosphorus
- ($_5$O$_2$Ta) pentoxide Tantalum
- ($_5$O$_2$V) oxide (Vanadium(V

- عناصر في حالة الاكسدة 6+
  - ($_3$CrO) Chromium trioxide
  - ($_3$MoO) oxide (Molybdenum(VI
  - ($_3$ReO) trioxide Rhenium
  - ($_3$SeO) Selenium trioxide
  - ($_3$SO) Sulphur trioxide
  - ($_3$TeO) Tellurium trioxide
  - ($_3$WO) trioxide Tungsten
  - ($_3$UO) trioxide Uranium
  - ($_3$XeO) trioxide Xenon
- عناصر في حالة الاكسدة 7+
  - ($_7O_2$Cl) heptoxide Dichlorine
  - ($_7O_2$Mn) oxide (Manganese(VII
  - ($_7O_2$Re) oxide (Rhenium(VII
  - oxide (Technetium(VII
- عناصر في حالة الاكسدة 8+
  - ($_4$OsO) tetroxide Osmium
  - ($_4$RuO) tetroxide Ruthenium
  - ($_4$XeO) tetroxide Xenon

المركب العضوي:

المركب العضوي هو أي مركب من المركبات الكيميائية التي تحتوى جزيئاتها على الكربون فيما عدا الكربيدات، الكربونات، ثنائي أكسيد الكربون. دراسة المركب العضوي يسمى الكيمياء العضوية.وعديد من هذه المركبات مثل البروتينات والليبيدات والكربوهيدرات ذات أهمية كبيرة في علم الكيمياء الحيوية.

بعض تصنيفات المركبات العضوية تتضمن المركبات الأليفاتية، وهي سلاسل كربون يمكن أن تكون ذات تركيب معدل عن طريق المجموعات الفعالة، الهيدروكربونات الأروماتية، والتي تحتوى على واحدة أو أكثر من حلقات البنزين، مركب غير متجانس الحلقة والتي تتضمن وجود ذرات غير الكربون في تكوين الحلقات، البوليمرات وهي سلاسل طويلة من الوحدات المتكررة.

الخط الفاص بين المركبات العضوية والغير عضوية هو اعتبارات تاريخية قديمة في العلوم، وبصفة عامة فإنه يمكن تعريف المركبات العضوية على أنها التي تحتوي على روابط كربون–هيدروجين، والمركبات الغير عضوية هي المركبات التي لا تحتوى على مثل هذه الروابط. وعلى هذا فإن حمض الكربونيك غير عضوي، بينما حمض الفورميك عضوي، أي أن الحمض الدهني الأول عضوي، على الرغم من أنه يمكن أن يطلق عليه "حمض الكربونوس" كما أن شكله اللا مائي "أنهيدريده" أول أكسيد الكربون غير عضوي.

المصطلح "عضوي" هو اسم تاريخي، يرجع للقرن التاسع عشر، عندما كان يعتقد أن المركبات العضوية يمكن أن تصنع فقط في داخل الكائنات الحية خلال عمليات تحول الطاقة بها.

ومعظم المركبات العضوية النقية يتم تصنيعها—وبالرغم من ذلك يستخدم المصطلح "عضوي" للتعبير عنها، (شاهد إنتاج عضوي).

تسمية المركبات العضوية:

تعريف المركبات العضوية: وهي جميع المواد التي تحتوي على عنصر الكربون بصفة أساسية وقد تحتوي على أنواع أخرى من العناصر مثل: الأوكسيجين والهيدروجين والنيتروجين..إلخ.

ويعتمد التصنيف الكيميائي للمركبات العضوية على المجموعة الوظيفية: وهي عبارة عن ذرة أو مجموعة من الذرات ترتبط بذررة الكربون في الركبات

العضوية فتكسبها صفات كيميائية وفيزيائية متماثلة تميزها عن غيرها من المركبات العضوية.

العناصر المكونة للمادة	المجموعة العضوية	المجموعة الوظيفية
C,H	الهيدروكربونات Hydrocarbons	C,H
C,H,X	مشتقات هالوجينية للهيدروكربونات Alkyl halide & Aryl halide	R-X , Ar-X
C,H,O	كحولات , فينولات Alcohols & phenols	R-OH , Ar-OH
C,H,O	إيثرات Ethers	R-O-R , Ar-O-R
C,H,O	الدهيدات Aldeydes	R-CHO , Ar-CHO
C,H,O	كيتونات Ketones	R2Co , Ar-CO-R
C,H,O	أحماض كربوكسيلية Carboxylic Acids	R-COOH ,Ar-COOH
C,H,O	استرات Esters	R-COOR ,Ar-COOR
C,H,N	الأمينات Amines	$R\text{-}NH^2$,$Ar\text{-}NH^2$
C,H,N,O	الأميدات Amides	$R\text{-}CO\text{-}NH^2$, $Ar\text{-}CO\text{-}NH^2$

التماثل الكيميائي:

التماثل الكيميائي (أو التماثل الجزيئي) يُشير إلى تماثل العناصر الكيميائية أو الجزيئات أو المركبات الكيميائية فيما يتعلق إما بالبنية أو الخصائص الوظيفية، أي تأثير المركب الكيميائي على عناصر التفاعل في المحيطات غير العضوية أو البيولوجية. وعادة ما يتم تحديد كمية التأثيرات البيولوجية ومن ثم تماثل التأثيرات باستخدام النشاط الحيوي لمركب. وبشكل عام، يمكننا الربط بين الوظيفة وبين النشاط الكيميائي لمركبات (من بين مركبات أخرى).

وتعد نظرية التماثل الكيميائي (أو التماثل الجزيئي) واحدة من أهم المفاهيم في المعلوماتية الكيميائية. وهي تلعب دورًا مهمًا في المناهج الحديثة للتنبؤ بخصائص المركبات الكيميائية وتصنيف المواد الكيميائية ذات الخصائص المحددة مسبقًا وأيضًا في إجراء الدراسات المعنية بتصنيف دواء معين من خلال فحص قواعد البيانات الضخمة التي تتضمن تركيبات المواد الكيميائية المتاحة (أو التي من المحتمل أن تكون متاحة). وتعتمد هذه الدراسات على مبدأ خاصية التماثل لجونسون (Johnson) وماجيورا (Maggiora) الذي ينص على أن: المركبات المتماثلة تتميز بخصائص متماثلة.

معاييــر التماثــل:

غالبا ما يُعرِّف التماثل الكيميائي بأنه معاكس لمعيار المسافة في مسافة الواصف. ويمكننا تصنيف معايير المسافة إلى معايير مسافات إقليدية ومسافات غير إقليدية وذلك بناءً على إثبات متباينة المثلث.

بحث التماثل والفحص الفعلي يفترض الفحص الفعلي القائم على التماثل (نوع من الفحص الفعلي الذي يعتمد على اللجين) يفترض أن جميع المركبات في قاعدة البيانات المماثلة للمركب المُستعلم عنه لها نشاط بيولوجي مماثل. على الرغم من أن هذه الفرضية غير صحيحة دائمًا، فإن مجموعة المركبات المستردة عادة ما

تُخصب إلى حد كبير بعناصر نشطة ولتحقيق فاعلية كبيرة من الفحص القائم على التماثل في قواعد البيانات التي تحتوي على ملايين المركبات، فإن المركبات الجزيئية دائمًا ما يُشار إليها عن طريق الفحوصات الجزيئية (المفاتيح التركيبية) أو من خلال بصمات جزيئية ثابتة أو متغيرة الحجم. قد تحتوي الفحوصات والبصمات الجزيئية على معلومات ثنائية أو ثلاثية الأبعاد. ومع ذلك، فالبصمات ثنائية الأبعاد، التي تعتبر نوعًا من أنواع الأوصاف الثنائية المجزأة، تسيطر على هذه المنطقة. وتعتبر المفاتيح التركيبية التي تعتمد على التجزيء، مثل مفاتيح MDL تعتبر كافية بشكل كبير لمعالجة قواعد البيانات الكيميائية الصغيرة والمتوسطة، بينما يتم معالجة قواعد البيانات الكبيرة من خلال البصمات التي تتميز بكثافة معلوماتية كبيرة. تعد بصمات التجزيء الذي يعتمد على ضوء النهار، وبصمات BCI وبصمات UNITY ثنائية الأبعاد (Tripos) هي أفضل الأمثلة المعروفة. وأكثر معايير التماثل شيوعًا لمقارنة التراكيب الكيميائية التي تُحدد من خلال البصمات هو معامل تانيموتو (أو جاكارد) T. وفي الغالب يعتبر المركبان متماثلين إذا كان T > 0.85 (لبصمات ضوء النهار).

قائمة مركبات لاعضوية:

- 1 حسب العناصر
  - 1.1 أكتينيوم
  - 1.2 ألمنيوم
  - 1.3 أميرسيوم
  - 1.4 أنتيموان
  - 1.5 زرنيخ
  - 1.6 باريوم
  - 1.7 بيركيليوم
  - 1.8 بيريليوم

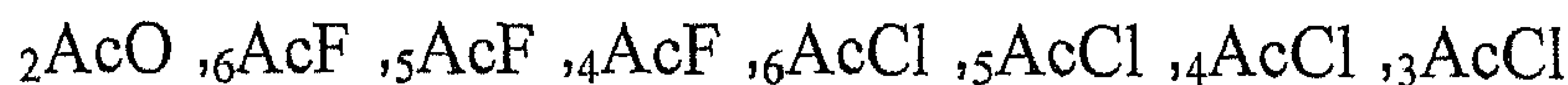
- 1.9 بيزموت
- 1.10 بورون
- 1.11 بروم
- 1.12 كادميوم
- 1.13 كايسيوم
- 1.14 كلسيوم
- 1.15 كالفورنيوم
- 1.16 كربون
- 1.17 سيريوم
- 1.18 كلور
- 1.19 كروميوم
- 1.20 كوبالت
- 1.21 نحاس
- 1.22 كورويوم
- 1.23 ديسبروسيوم
- 1.24 إربيوم
- 1.25 أينشتانيوم
- 1.26 أوروبيوم
- 1.27 فيرميوم
- 1.28 فلور
- 1.29 فرانسيوم
- 1.30 غادولونيوم
- 1.31 غاليوم
- 1.32 جيرمانيوم

- 1.33 ذهب
- 1.34 هافنيوم
- 1.35 هولميوم
- 1.36 هيدرجين
- 1.37 إنديوم
- 1.38 يود
- 1.39 إيريديوم
- 1.40 حديد
- 1.41 لانثانوم
- 1.42 رصاص
- 1.43 ليثيوم
- 1.44 لوتيتيوم
- 1.45 مغنزيوم
- 1.46 زئبق
- 1.47 نيبتونيوم
- 1.48 بوتاسيوم
- 1.49 براسيوديميوم
- 1.50 بروميثيوم
- 1.51 بروتكتينيوم
- 1.52 أكسجين
- 1.53 روبيديوم
- 1.54 ساماريوم
- 1.55 سكانديوم
- 1.56 فضة

- 1.57 صوديوم
- 1.58 سترونتيوم
- 1.59 تيللوريوم
- 1.60 تيربيوم
- 1.61 ثاليوم
- 1.62 ثوريوم
- 1.63 ثوليوم
- 1.64 قصدير
- 1.65 تيتانيوم
- 1.66 يورانيوم
- 1.67 كزينون
- 1.68 يتتربيوم
- 1.69 يتتريوم
- 1.70 زنك
- 1.71 زركونيوم

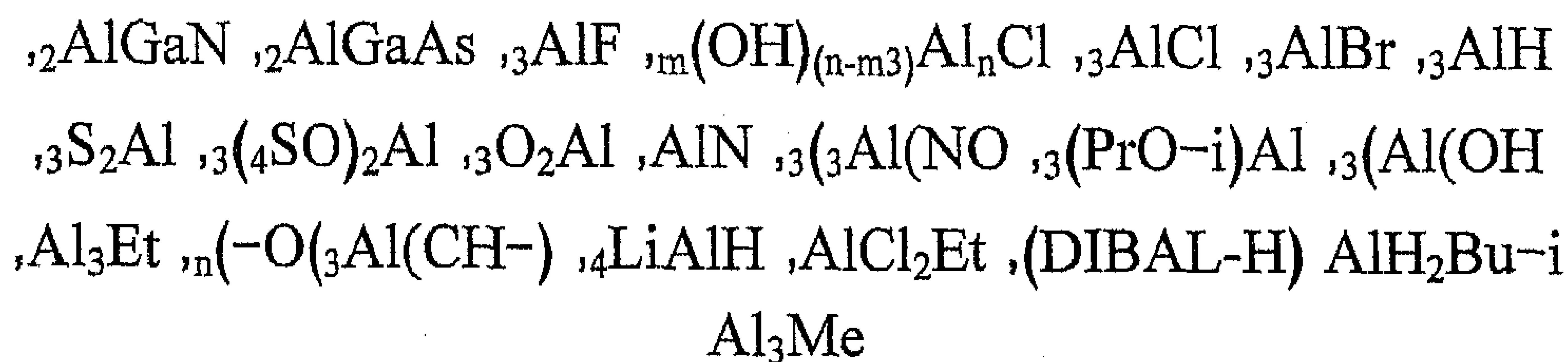
حسب العناصر:

أكتينيوم:



$AcCl_3$, $AcCl_4$, $AcCl_5$, $AcCl_6$, AcF_4, AcF_5, AcF_6, AcO_2

ألمنيوم:

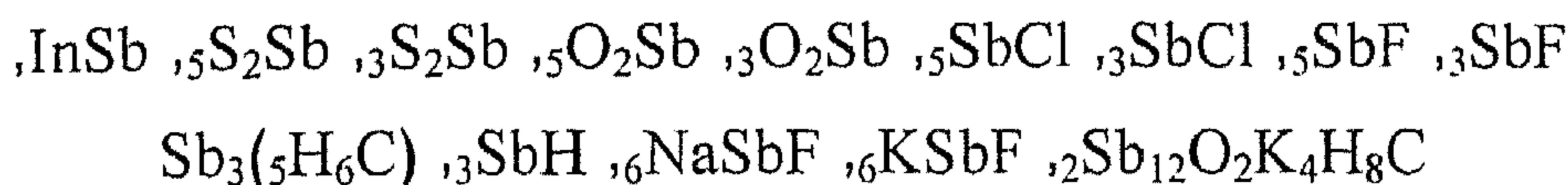


AlH_3, $AlBr_3$, $AlCl_3$, $Al_nCl_{(n-m3)}(OH)_m$, AlF_3, $AlGaAs_2$, $AlGaN_2$,
$Al(OH)_3$, $Al(PrO-i)_3$, $Al(NO_3)_3$, AlN, Al_2O_3, $Al_2(SO_4)_3$, Al_2S_3,
AlH_2Bu-i (DIBAL-H), $AlCl_2Et$, $LiAlH_4$, $(-Al(CH_3)-O-)_n$, $AlEt_3$,
$AlMe_3$

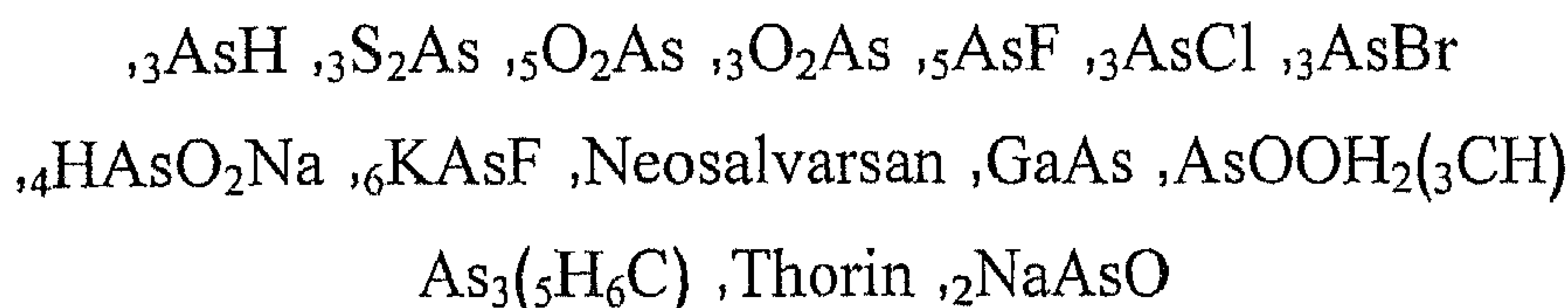
أميرسيوم:


$AmCl_2$, $AmCl_3$, AmF_3, AmO, AmO_2

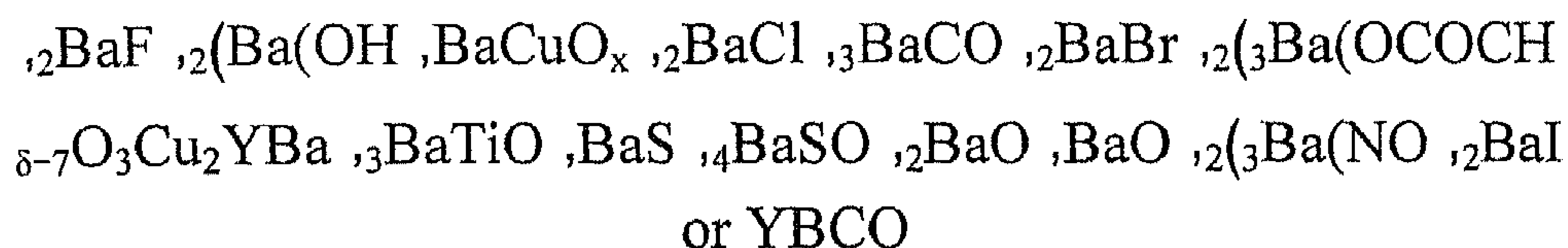
أنتيموان:


SbF_3, SbF_5, $SbCl_3$, $SbCl_5$, Sb_2O_3, Sb_2O_5, Sb_2S_3, Sb_2S_5, InSb,
$C_8H_4K_2O_{12}Sb_2$, $KSbF_6$, $NaSbF_6$, SbH_3, $Sb(C_6H_5)_3$

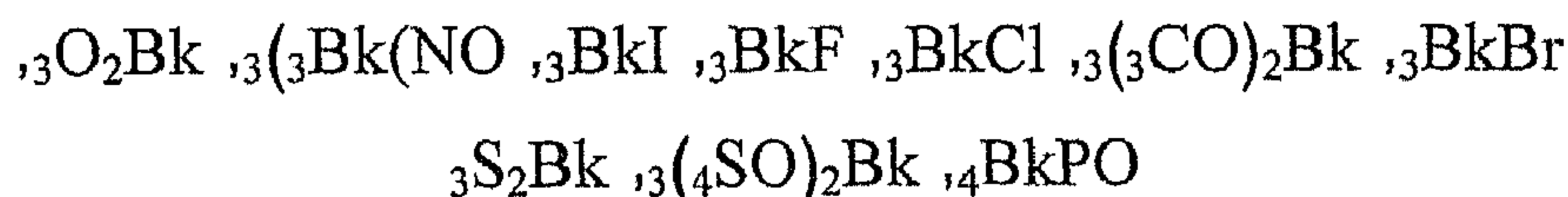
زرنيخ:


$AsBr_3$, $AsCl_3$, AsF_5, As_2O_3, As_2O_5, As_2S_3, AsH_3,
$(CH_3)_2AsOOH$, GaAs, Neosalvarsan, $KAsF_6$, Na_2HAsO_4,
$NaAsO_2$, Thorin, $As(C_6H_5)_3$

باريوم:


$Ba(OCOCH_3)_2$, $BaBr_2$, $BaCO_3$, $BaCl_2$, $BaCuO_x$, $Ba(OH)_2$, BaF_2,
BaI_2, $Ba(NO_3)_2$, BaO, BaO_2, $BaSO_4$, BaS, $BaTiO_3$, $YBa_2Cu_3O_{7-\delta}$
or YBCO

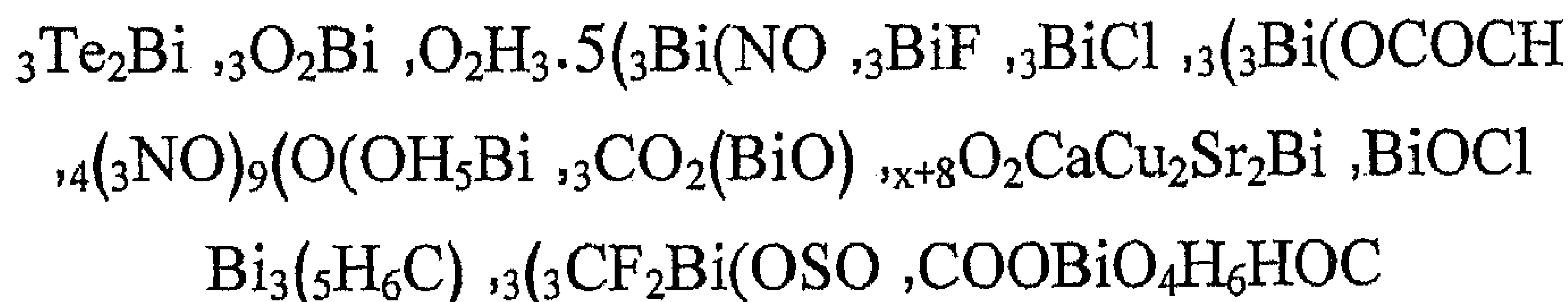
بيركيليوم:


$BkBr_3$, $Bk_2(CO_3)_3$, $BkCl_3$, BkF_3, BkI_3, $Bk(NO_3)_3$, Bk_2O_3,
$BkPO_4$, $Bk_2(SO_4)_3$, Bk_2S_3

بيريليوم:


$BeCl_2$, BeF_2, $Be(NO_3)_2$, BeO, $BeSO_4$ $BeSO_3$ BeTe

بيزموت:


$Bi(OCOCH_3)_3$, $BiCl_3$, BiF_3, $Bi(NO_3)_3 \cdot 5H_2O$, Bi_2O_3, Bi_2Te_3
BiOCl, $Bi_2Sr_2CaCu_2O_{8+x}$, $(BiO)_2CO_3$, $Bi_5O(OH)_9(NO_3)_4$,
$HOC_6H_4COOBiO$, $Bi(OSO_2CF_3)_3$, $Bi(C_6H_5)_3$

بورون:

,$_6H_3N_3B$,O_2H10·$_7O_4B_2Na$,THF·$_3BH$,B_5H_5C ,$_4BF$ $_4BF$ NH ,$_{14}H_{10}B$,$_{10}H_{10}B_2C_2H$,$_3BF$,$_3BCl$,$_3BBr$ ،$_3O_2B$,BN ,C_4B ,$_3BO_3H$,$_3(_5H_2LiBH(C$,$BH_3(_9H_4C$−sec)Li ,$_4LiBH$,$_7O_4B_2Li$,$_6LaB$,$_6H_2B$,$_4(_5H_6NaB(C$,$_4NaBF$,CN_3NaBH ,$_4NaBH$,$_7O_4B_2Na$,$_3(BO_3CH)$,$_3(_3B(OCH$,$_2TiB$,$_4HBF$,$_{10}H_4B$,$_3(_3NaBH(OCOCH$ WB

بروم:

$_2CaBr$,$_3BrF$,$_5BrF$,O_2Br ,BrCl ,$_3HBrO$,$_3BBr$,Br_4NH ,$_3AlBr$,$_3FeBr$,$_2FeBr$,IBr ,HOBr ,(HBr(g ,(HBr(aq ,$_2CuBr$,CuBr ,$_4CBr$,KBr ,$_3PBr$,$_5PBr$,NOBr ,$_2HgBr$,$_2Br_2Hg$,$_2MgBr$,LiBr ,$_2PbBr$,$_2SOBr$,$_4NaBrO$,$_3NaBrO$,NaBr ,AgBr ,$_4SiBr$,$_4KBrO$,$_3KBrO$ $_2ZnBr$,$_2SnBr$

کادمیوم:

,CdO ,$_2(Cd(OH$,$_2CdI$,$_2CdCl$,$_2CdF$,$_3CdCO$,$_2CdBr$,$_2As_3Cd$
CdTe ,CdS ,$_4CdSO$,CdSe

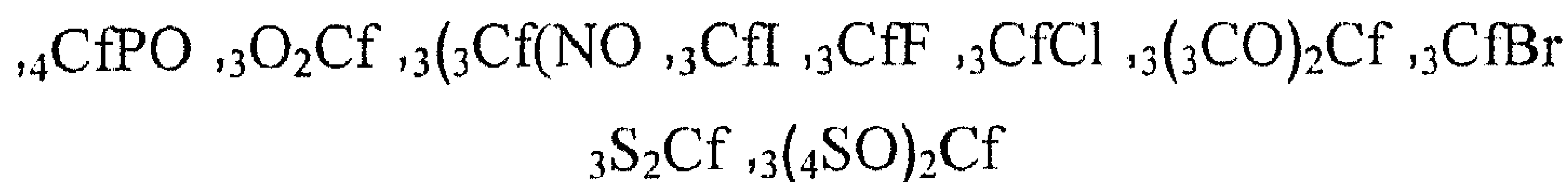
کایسیوم:

$_4SO_2Cs$,CsI ,CsOH ,CsF ,CsCl ,$_3CO_2Cs$

کلسیوم:

,$_2CaCl$,$_3CaCO$,$_2CaC$,$_2CaBr$,$_6CaB$,$_2(_3Ca(HCO$,$_2(_3Ca(OCOCH$
,F_3CaPO ,$_2CaF$,CaNCN ,Calcium citrate
,$_2(Ca(OCl$,$_2(Ca(OH$,$_4CaHPO$,$_2CaH$,$_2(_2CO_4(CHOH)_2Ca(HOCH$
,$_2(_4PO)_3Ca$,$_2CaO$,CaO ,$_4O_2CaC$,$_2(_3Ca(NO$,$_4CaMoO$,$_2CaI$
$_3CaZrO$,$_4CaWO$,$_3CaTiO$,CaS ,$_4CaSO$,$_3CaSiO$

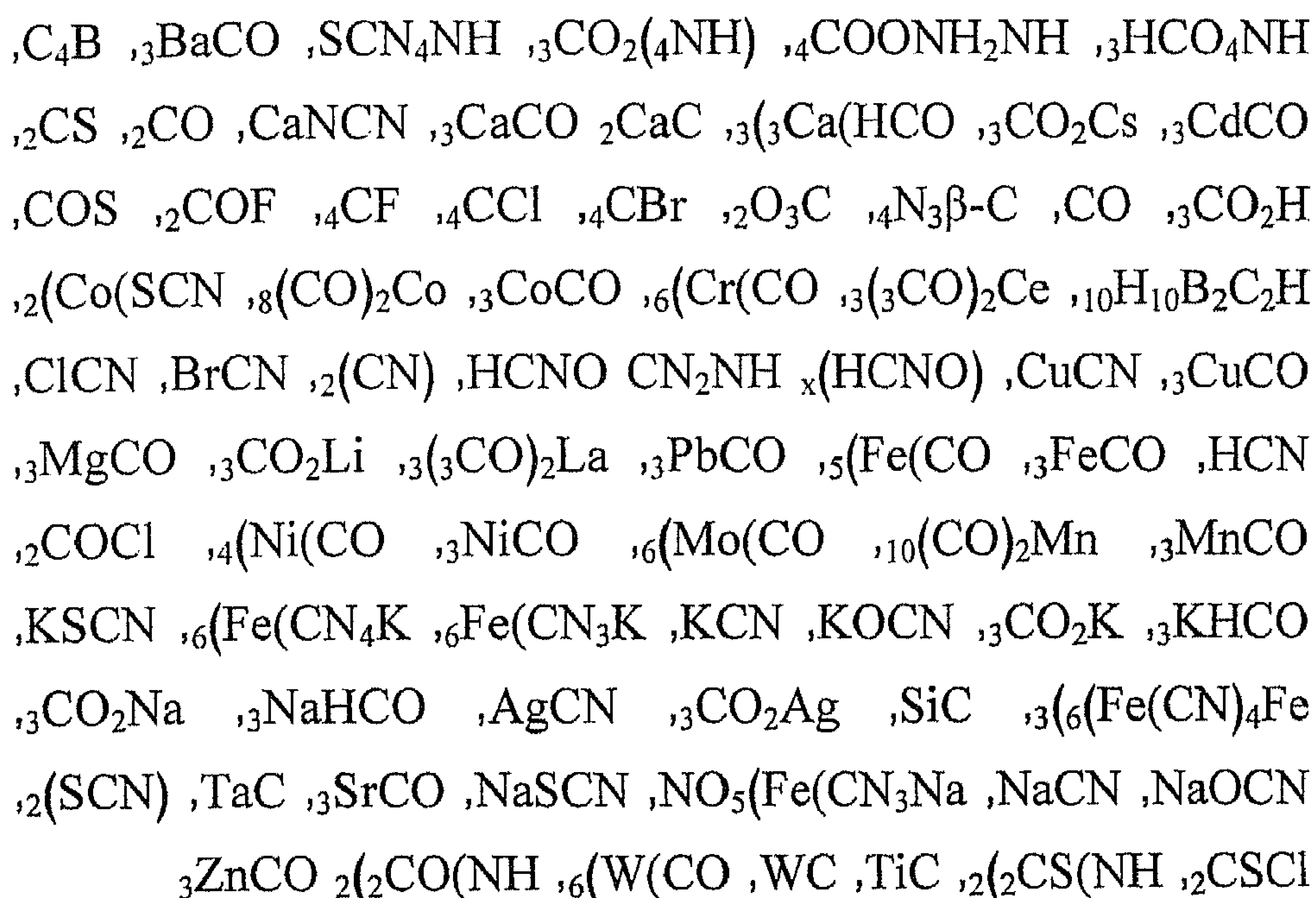
كالفورنيوم:



,$_4$CfPO ,$_3$O$_2$Cf ,$_3$($_3$Cf(NO ,$_3$CfI ,$_3$CfF ,$_3$CfCl ,$_3$($_3$CO)$_2$Cf ,$_3$CfBr
$_3$S$_2$Cf ,$_3$($_4$SO)$_2$Cf

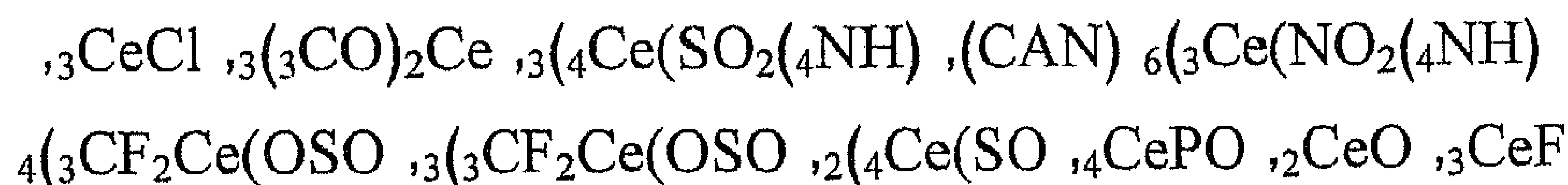
كربون:

انظر قائمة المركبات العضوية:



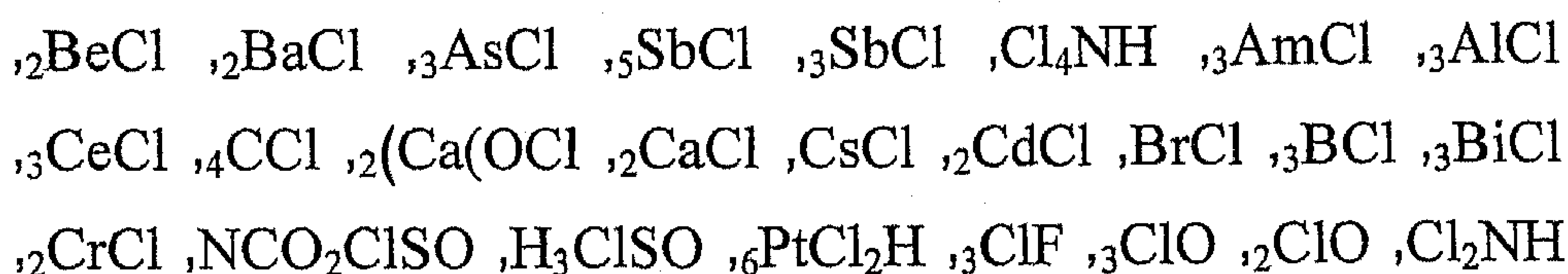
,C$_4$B ,$_3$BaCO ,SCN$_4$NH ,$_3$CO$_2$($_4$NH) ,$_4$COONH$_2$NH ,$_3$HCO$_4$NH
,$_2$CS ,$_2$CO ,CaNCN ,$_3$CaCO $_2$CaC ,$_3$($_3$Ca(HCO ,$_3$CO$_2$Cs ,$_3$CdCO
,COS ,$_2$COF ,$_4$CF ,$_4$CCl ,$_4$CBr ,$_2$O$_3$C ,$_4$N$_3$β-C ,CO ,$_3$CO$_2$H
,$_2$(Co(SCN ,$_8$(CO)$_2$Co ,$_3$CoCO ,$_6$(Cr(CO ,$_3$($_3$CO)$_2$Ce ,$_{10}$H$_{10}$B$_2$C$_2$H
,ClCN ,BrCN ,$_2$(CN) ,HCNO CN$_2$NH $_x$(HCNO) ,CuCN ,$_3$CuCO
,$_3$MgCO ,$_3$CO$_2$Li ,$_3$($_3$CO)$_2$La ,$_3$PbCO ,$_5$(Fe(CO ,$_3$FeCO ,HCN
,$_2$COCl ,$_4$(Ni(CO ,$_3$NiCO ,$_6$(Mo(CO ,$_{10}$(CO)$_2$Mn ,$_3$MnCO
,KSCN ,$_6$(Fe(CN$_4$K ,$_6$Fe(CN$_3$K ,KCN ,KOCN ,$_3$CO$_2$K ,$_3$KHCO
,$_3$CO$_2$Na ,$_3$NaHCO ,AgCN ,$_3$CO$_2$Ag ,SiC ,$_3$($_6$(Fe(CN)$_4$Fe
,$_2$(SCN) ,TaC ,$_3$SrCO ,NaSCN ,NO$_5$(Fe(CN$_3$Na ,NaCN ,NaOCN
$_3$ZnCO $_2$($_2$CO(NH ,$_6$(W(CO ,WC ,TiC ,$_2$($_2$CS(NH ,$_2$CSCl

سيريوم:



,$_3$CeCl ,$_3$($_3$CO)$_2$Ce ,$_3$($_4$Ce(SO$_2$($_4$NH) ,(CAN) $_6$($_3$Ce(NO$_2$($_4$NH)
$_4$($_3$CF$_2$Ce(OSO ,$_3$($_3$CF$_2$Ce(OSO ,$_2$($_4$Ce(SO ,$_4$CePO ,$_2$CeO ,$_3$CeF

كلور:



,$_2$BeCl ,$_2$BaCl ,$_3$AsCl ,$_5$SbCl ,$_3$SbCl ,Cl$_4$NH ,$_3$AmCl ,$_3$AlCl
,$_3$CeCl ,$_4$CCl ,$_2$(Ca(OCl ,$_2$CaCl ,CsCl ,$_2$CdCl ,BrCl ,$_3$BCl ,$_3$BiCl
,$_2$CrCl ,NCO$_2$ClSO ,H$_3$ClSO ,$_6$PtCl$_2$H ,$_3$ClF ,$_3$ClO ,$_2$ClO ,Cl$_2$NH

,$_7O_2Cl$,ClCN ,$_3CmCl$,$_2CuCl$,CuCl ,$_2CoCl$,$_2Cl_2CrO$,$_3CrCl$
,$_2GeCl$,$_3GaCl$,$_3GdCl$,$_3EuCl$,$_2EuCl$,$_3ErCl$,$_3DyCl$ $_2Cl_2S$,O_2Cl
,(HCl(aq ,HCl ,$_3HoCl$,$_6PtCl_2H$,$_4HfCl$,$_3AuCl$,AuCl ,$_4GeCl$
,LiCl ,$_2PbCl$,$_3LaCl$,$_3FeCl$,$_2FeCl$,$_3IrCl$,ICl ,$_3InCl$,InCl ,HOCl
,$_2HgCl$,$_2Cl_2Hg$,$_2MnCl$,$_2(_4Mg(ClO$,$_2MgCl$,$_3LuCl$,$_4LiClO$
,$_5NbCl$,$_4NbCl$,$_2NiCl$,$_4NpCl$,$_3NdCl$,$_5MoCl$,$_3MoCl$,$_2(_4Hg(ClO$
,$_3(PNCl)$,$_2COCl$,$_2PdCl$,$_3OsCl$,Cl_2NO ,NOCl ,$_3NCl$,$_3NbOCl$
,$_4KClO$,$_3KClO$,KCl ,$_3PuCl$,$_4PtCl$,$_2PtCl$,$_3PCl$,$_5PCl$,$_3POCl$
,$_3SmCl$,$_3RuCl$,RbCl ,$_3RhCl$,$_5ReCl$,$_3ReCl$,$_2RaCl$,$_5PaCl$,$_3PrCl$
,$_2NaClO$,$_3NaClO$,$_4AgClO$,AgCl ,$_4SiCl$,$_4SeCl$,$_2SeCl$,$_3ScCl$
,$_4TaCl$,$_3TaCl$,$_2Cl_2SO$,$_2SCl$,$_2SrCl$,$_4NaClO$,NaOCl ,NaCl
,$_3TmCl$,$_4ThCl$,$_2CSCl$,$_2SOCl$,$_3TlCl$,TlCl ,$_3TbCl$,$_4TeCl$,$_5TaCl$
,$_3UCl$,$_6WCl$,$_5WCl$,$_4WCl$,$_3HSiCl$,$_4TiCl$,$_3TiCl$,$_4SnCl$,$_2SnCl$
,$_3VOCl$,$_4VCl$,$_3VCl$,$_2VCl$,$_2Cl_2UO$,$_6UCl$,$_5UCl$,$_4UCl$
$_4ZrCl$,$_2ZnCl$,$_3YCl$,$_3YbCl$,$RhCl_3(P_3Ph)$,$[_2(_3IrCl(CO)(PPh]$

كروميوم:

,$_3(Cr(acac$,$_4(COO_3CH)_2Cr$,$_2(_6H_6Cr(C$,$_4BaCrO$,$_7O_2Cr_2(_4NH)$
$[_2(_3NH)_4(Cr(SCN]_4NH$,$_3O_2Cr$,$_3(_3Cr(NO$,$_3CrCl$,$_2CrCl$,$_6(Cr(CO$
,$_5O_2Cr_2Cu$,$_2Cl_2CrO$,$_3S_2Cr$,$_3(_4SO)_2Cr$,$_2(_4KCr(SO$,$_3CrO$,$_2CrO$
,$_7O_2Cr_2Na$,$_4CrO_2Na$,$_7O_2Cr_2K$,$_4CrO_2K$,$_4PbCrO$

كوبالت:

,$_2(Co(OH$,$_3CoF$,$_2CoF$,$_2CoCl$,$_3CoCO$,$_2CoBr$,$_2(Co(acac$
,CoS ,$_4CoSO$,phthalocyanine (Co(II ,$_4O_3Co$,CoO ,$_2(_3Co(NO$

,$_{12}$(CO)$_4$Co ,$_6$($_2$Co(NO)$_3$Na ,Hexol ,$_8$(CO)$_2$Co ,Co$_2$Cp ,$_2$(Co(SCN
B12 Vitamin

نحاس:

,CuCl ,$_3$CuCO ,$_2$CuBr ,CuBr ,$_2$(Cu(OAc ,$_2$(Cu(OH ،$_3$CuCO
,O$_2$Cu ,$_2$($_3$Cu(NO ,CuI ,$_2$(Cu(OH ,$_2$CuF ,CuCN ,$_5$O$_2$Cr$_2$Cu ,$_2$CuCl
YBCO ,$_4$CuCl$_2$Li ,CuLi$_2$R ,($_2$S$_2$Cu) CuS ,S$_2$Cu ,$_4$CuSO ,CuO

كوريوم:

$_2$CmO ,$_3$O$_2$Cm ,$_3$CmCl

ديسبروسيوم:

,$_3$($_4$SO)$_2$Dy ,$_4$DyPO ,$_3$O$_2$Dy ,$_3$($_3$Dy(NO ,$_3$DyF ,$_3$DyCl ,$_3$($_3$CO)$_2$Dy
$_3$($_3$CF$_2$Dy(OSO

إربيوم:

,$_3$($_4$SO)$_2$Er ,$_4$ErPO ,$_3$O$_2$Er ,$_3$($_3$Er(NO ,$_3$ErF ,$_3$ErCl ,$_3$($_3$CO)$_2$Er

أينشتانيوم:

,$_4$EsPO ,$_3$O$_2$Es ,$_3$($_3$Es(NO ,$_3$EsI ,$_3$EsF ,$_3$EsCl ,$_3$($_3$CO)$_2$Es ,$_3$EsBr
$_3$S$_2$Es ,$_3$($_4$SO)$_2$Es

أوروبيوم:

,$_2$EuI ,$_3$(Eu(hfc ,$_3$(Eu(fod ,$_3$EuF ,$_3$EuCl ,$_2$EuCl ,$_3$($_3$CO)$_2$Eu
,$_3$(Eu(tmhd ,$_3$($_4$SO)$_2$Eu ,$_4$EuPO ,$_4$EuSO ,$_3$O$_2$Eu ,$_3$($_3$Eu(NO
$_3$($_2$Eu(NTf

فيرميوم:

,$_3$O$_2$Fm ,$_3$($_3$Fm(NO ,$_3$FmI ,$_3$FmF ,$_3$FmCl ,$_3$($_3$CO)$_2$Fm ,$_3$FmBr
$_3$S$_2$Fm ,$_3$($_4$SO)$_2$Fm ,$_4$FmPO

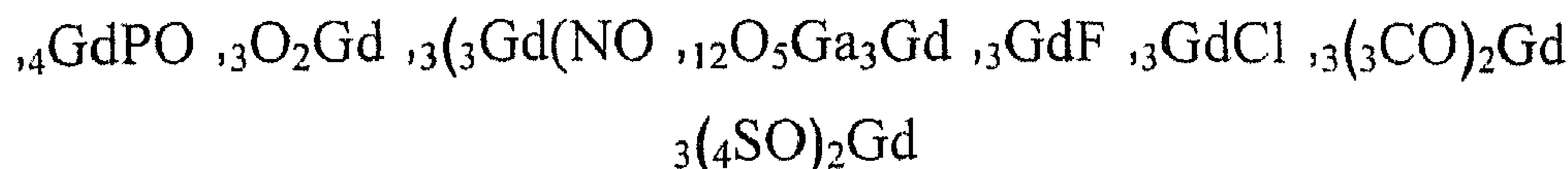
فلور:

AlF_3، AmF_3، NH_4F، NH_4HF_2، NH_4BF_4، SbF_5، SbF_3، AsF_5، AsF_3، BaF_2، BeF_2، BiF_3، F_5SOOSF_5، BF_3، BrF، BrF_5، BrF_3، CdF_2، CsF، CaF_2، CF_4، COF_2، CeF_3، CeF_4، ClF، ClF_5، ClF_3، CrF_3، CrF_5، CrO_2F_2، CoF_2، CoF_3، CuF_2، CmF_3، N_2F_2، N_2F_4، O_2F_2، P_2F_4، S_2F_2، DyF_3، ErF_3، EuF_3، HBF_4، FN_3، $FOSO_2F$، $FONO_2$، FSO_3H، GdF_3، GaF_3، GeF_4، AuF_3، HfF_4، H_2SbF_6، H_2PF_6، H_2SiF_6، H_2TiF_6، HF، $HF(aq)$، HOF، InF_3، IF_7، IF، IF_5، IrF_3، IrF_6، FeF_2، FeF_3، KrF_2، LaF_3، PbF_2، PbF_4، LiF، MgF_2، MnF_2، MnF_3، Hg_2F_2، HgF_2، MoF_3، MoF_5، MoF_6، NdF_3، NpF_4، NpF_5، NpF_6، NiF_2، NbF_4، NbF_5، ONF_3، NF_3، NO_2BF_4، $NOBF_4$، NOF، NO_2F، OsF_4، OsF_6، OsF_7، OF_2، PdF_2، PdF_4، FSO_2OOSO_2F، POF_3، PF_5، PF_3، PtF_2، PtF_4، PtF_6، PuF_3، PuF_4، PuF_6، KF، KPF_6، KBF_4، PrF_3، PaF_5، RaF_2، RnF_2، ReF_4، ReF_6، ReF_7، RhF_3، RbF، RuF_3، RuF_4، RuF_6، SmF_3، ScF_3، SeF_6، SeF_4، SiF_4، AgF، AgF_2، $AgBF_4$، NaF، FSO_3Na، Na_3AlF_6، $NaSbF_6$، $NaPF_6$، Na_2SiF_6، Na_2TiF_6، $NaBF_4$، SrF_2، SF_2، SF_6، SF_4، SO_2F_2، TaF_5، TcF_6، TeF_6، TeF_4، TlF، TlF_3، SOF_2، ThF_4، SnF_2، SnF_4، TiF_3، TiF_4، $HSiF_3$، WF_6، UF_4، UF_5، UF_6، UO_2F_2، VF_3، VF_4، VF_5، XeF_2، XeO_2F_2، XeF_6، $XePtF_6$، XeF_4، YbF_3، YF_3، ZnF_2، ZrF_4

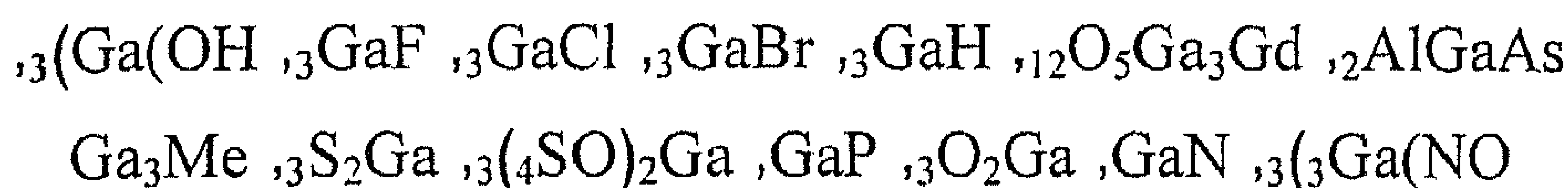
فرانسيوم:

Fr_2O، FrF، $FrCl$، $FrBr$، FrI، Fr_2CO_3، $FrOH$، Fr_2SO_4

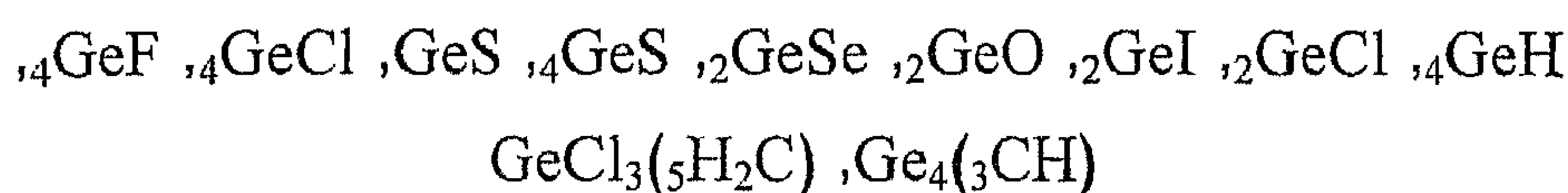
غادولونيوم:


$Gd_2(CO_3)_3$، $GdCl_3$، GdF_3، $Gd_3Ga_5O_{12}$، $Gd(NO_3)_3$، Gd_2O_3، $GdPO_4$، $Gd_2(SO_4)_3$

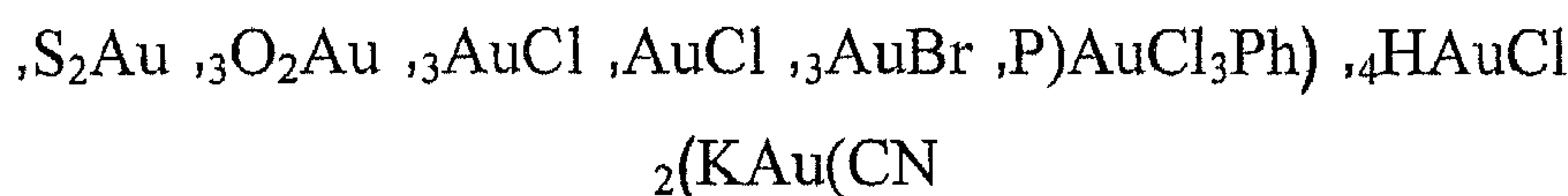
غاليوم:


$AlGaAs_2$، $Gd_3Ga_5O_{12}$، GaH_3، $GaBr_3$، $GaCl_3$، GaF_3، $Ga(OH)_3$، $Ga(NO_3)_3$، GaN، Ga_2O_3، GaP، $Ga_2(SO_4)_3$، Ga_2S_3، Me_3Ga

جيرمانيوم:


GeH_4، $GeCl_2$، GeI_2، GeO_2، $GeSe_2$، GeS_2، GeS، $GeCl_4$، GeF_4، $Ge(CH_3)_4$، $(C_2H_5)_3GeCl$

ذهب:


$HAuCl_4$، $(Ph_3P)AuCl$، $AuBr_3$، $AuCl$، $AuCl_3$، Au_2O_3، Au_2S، $KAu(CN)_2$

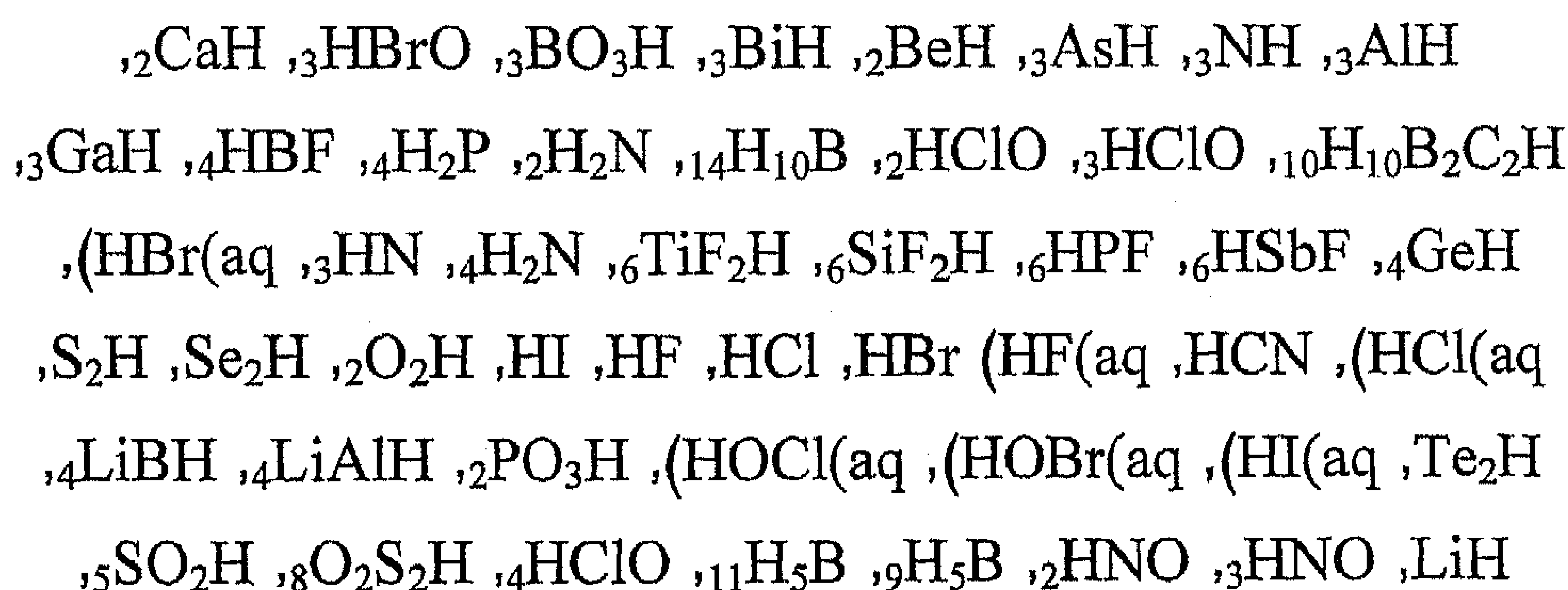
هافنيوم:


HfC HfO_2، $HfCl_4$، Cp_2HfCl_2

هولميوم:


$Ho_2(CO_3)_3$، $HoCl_3$، HoF_3، $Ho(NO_3)_3$، Ho_2O_3، $HoPO_4$، $Ho_2(SO_4)_3$،

هيدرجين:


AlH_3، NH_3، AsH_3، BeH_2، BiH_3، H_3BO_3، $HBrO_3$، CaH_2،
$H_2C_2B_{10}H_{10}$، $HClO_3$، $HClO_2$، $B_{10}H_{14}$، N_2H_2، P_2H_4، HBF_4، GaH_3،
GeH_4، $HSbF_6$، HPF_6، H_2SiF_6، H_2TiF_6، N_2H_4، HN_3، $HBr(aq)$،
$HCl(aq)$، HCN، $HF(aq)$ HBr، HCl، HF، HI، H_2O_2، H_2Se، H_2S،
H_2Te، $HI(aq)$، $HOBr(aq)$، $HOCl(aq)$، H_3PO_2، $LiAlH_4$، $LiBH_4$،
LiH، HNO_3، HNO_2، B_5H_9، B_5H_{11}، $HClO_4$، $H_2S_2O_8$، H_2SO_5،

,$_4$NaBH ,$_3$SiO$_2$H ,$_4$SiH ,$_4$SeO$_2$H ,$_7$O$_2$P$_2$H ,KH ,$_3$PO$_3$H ,$_4$PO$_3$H
$_2$($_4$Zn(BH ,$_{10}$H$_4$B ,$_4$TeO$_2$H ,$_3$SO$_2$H ,$_4$SO$_2$H $_3$SbH ,$_4$SnH ,NaH

إنديوم:

,O$_2$In ,$_3$($_3$In(NO ,InI ,$_3$InF ,$_3$InCl ,$_3$InBr InAs ,InSb ,$_3$(In(OAc
$_3$($_3$In(CH ,$_3$S$_2$In ,$_3$($_4$SO)$_2$In ,$_3$Se$_2$In ,InP ,$_3$O$_2$In

يود:

,(HI(aq ,$_2$GeI ,$_4$I$_2$P ,CuI ,$_4$CI ,$_2$CaI ,CsI ,$_3$BI ,$_2$BaI ,I$_4$NH ,$_3$AlI
,LiI ,$_2$PbI ,$_2$FeI ,$_3$IF ,$_5$IF $_7$IF ,$_5$O$_2$I ,ICl ,IBr ,$_3$HIO ,InI ,(HI(g
,$_3$NaIO ,NaI ,AgI ,$_4$SmI ,$_4$KIO ,$_3$KIO ,KI ,$_3$PI ,$_2$HgI ,$_2$I$_2$Hg ,$_2$MgI
$_2$ZnI ,$_2$SnI ,TlI ,$_4$NaIO

إيريديوم:

Vaska's ,$_6$IrCl$_2$Na ,$_2$IrO ,$_4$IrCl ,$_3$IrCl $_{12}$(CO)$_4$Ir ,$_2$($_2$(IrCl(1,5-cod)
complex

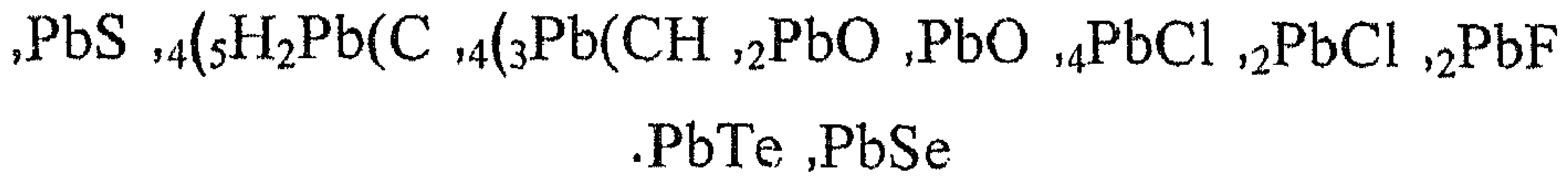
حديد:

,$_3$(Fe(CO$_8$H$_6$C ,$_2$*FeCp ,dppf ,$_2$($_4$Fe(SO$_2$($_4$NH) ,FeCp$_4$H$_5$AcC
,$_2$FeBr ,$_3$(Fe(acac ,$_3$(Fe(OAc ,$_2$(Fe(OAc ,$_2$FeCp ,$_2$($_2$(CpFe(CO)
,$_3$(Fe(ONap ,$_2$FeI ,$_3$FeF ,$_{12}$(CO)$_3$Fe ,$_2$FeS ,$_3$FeCl ,$_2$FeCl ,$_3$FeBr
,$_5$(Fe(CO ,$_3$O$_2$Fe ,$_4$O$_3$Fe ,FeO ,$_4$O$_2$FeC ,$_9$(CO)$_2$Fe ,$_3$($_3$Fe(NO
FeS ,$_3$($_4$SO)$_2$Fe ,$_4$FeSO ,Fe$_2$($_3$SO$_2$NH) ,$_4$FePO ,$_3$($_4$Fe(ClO

لانثانوم:

,$_3$($_3$La(NO ,$_3$O$_2$La ,$_3$LaF ,$_3$LaCl ,$_3$($_3$CO)$_2$La ,$_6$LaB ,$_3$(La(OAc
$_3$($_4$SO)$_2$La ,$_4$LaPO

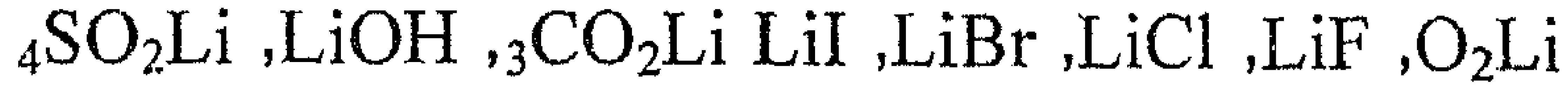
رصاص:



,PbS ,$_4$($_5$H$_2$Pb(C ,$_4$($_3$Pb(CH ,$_2$PbO ,PbO ,$_4$PbCl ,$_2$PbCl ,$_2$PbF

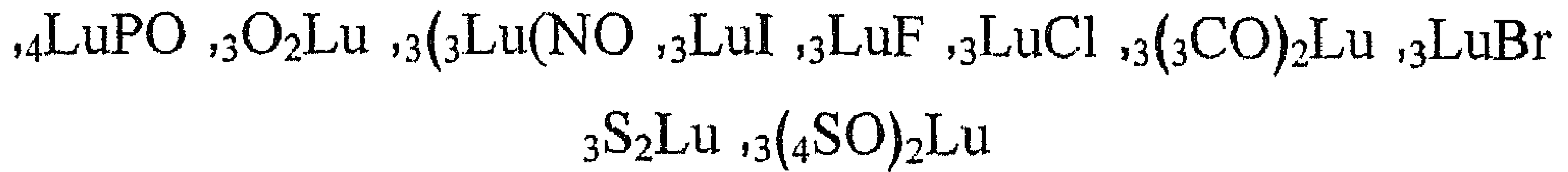
.PbTe ,PbSe

ليثيوم:



$_4$SO$_2$Li ,LiOH ,$_3$CO$_2$Li LiI ,LiBr ,LiCl ,LiF ,O$_2$Li

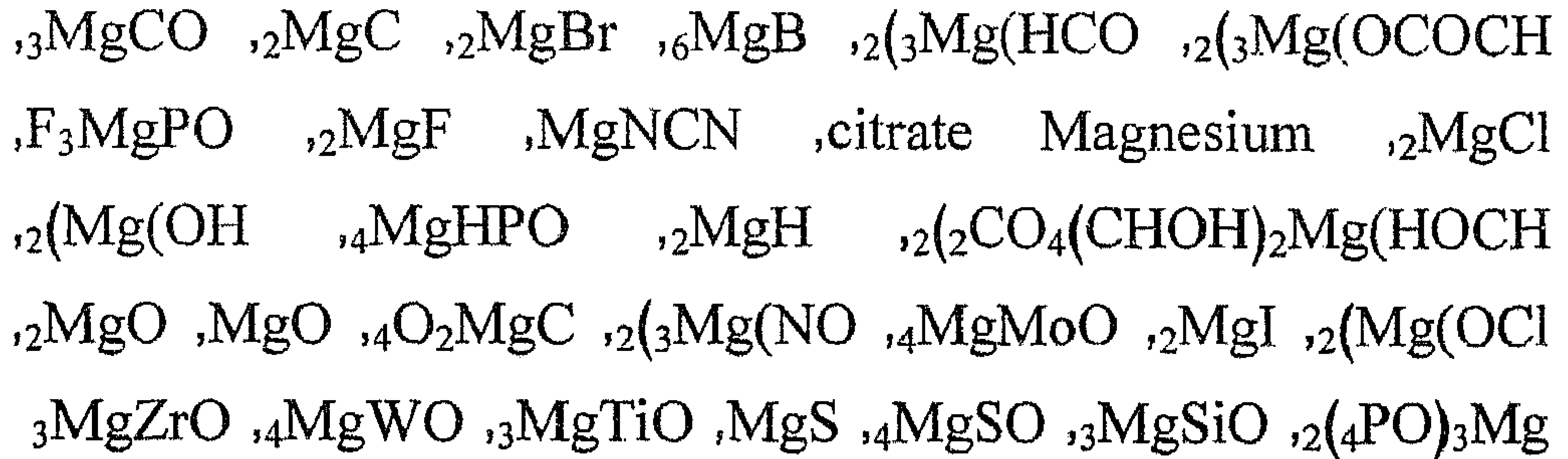
لوتيتيوم:



,$_4$LuPO ,$_3$O$_2$Lu ,$_3$($_3$Lu(NO ,$_3$LuI ,$_3$LuF ,$_3$LuCl ,$_3$($_3$CO)$_2$Lu ,$_3$LuBr

$_3$S$_2$Lu ,$_3$($_4$SO)$_2$Lu

مغنزيوم:



,$_3$MgCO ,$_2$MgC ,$_2$MgBr ,$_6$MgB ,$_2$($_3$Mg(HCO ,$_2$($_3$Mg(OCOCH

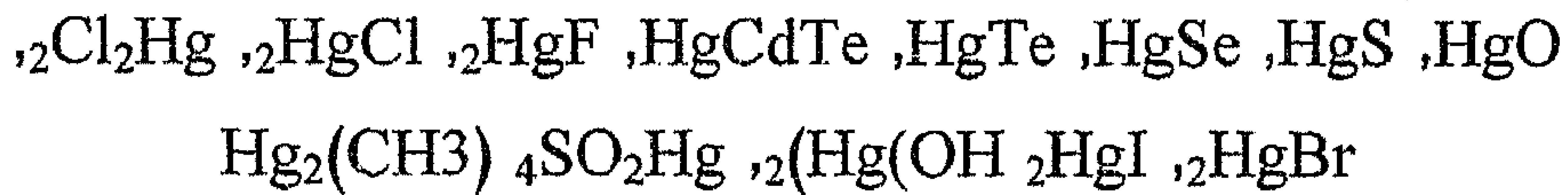
,F$_3$MgPO ,$_2$MgF ,MgNCN ,citrate Magnesium ,$_2$MgCl

,$_2$(Mg(OH ,$_4$MgHPO ,$_2$MgH ,$_2$($_2$CO$_4$(CHOH)$_2$Mg(HOCH

,$_2$MgO ,MgO ,$_4$O$_2$MgC ,$_2$($_3$Mg(NO ,$_4$MgMoO ,$_2$MgI ,$_2$(Mg(OCl

$_3$MgZrO ,$_4$MgWO ,$_3$MgTiO ,MgS ,$_4$MgSO ,$_3$MgSiO ,$_2$($_4$PO)$_3$Mg

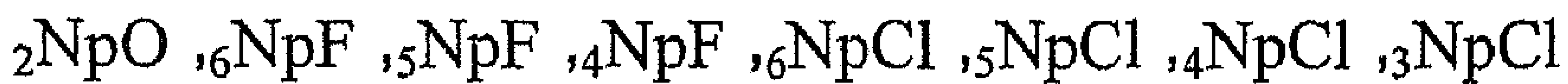
زئبق:



,$_2$Cl$_2$Hg ,$_2$HgCl ,$_2$HgF ,HgCdTe ,HgTe ,HgSe ,HgS ,HgO

Hg$_2$(CH3) $_4$SO$_2$Hg ,$_2$(Hg(OH $_2$HgI ,$_2$HgBr

نبتونيوم:



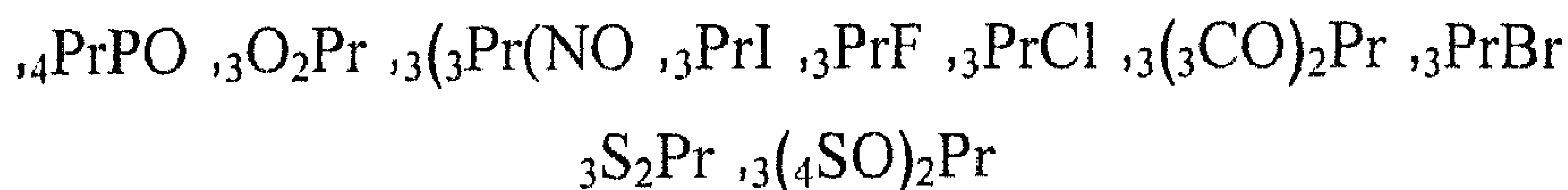
$_2$NpO ,$_6$NpF ,$_5$NpF ,$_4$NpF ,$_6$NpCl ,$_5$NpCl ,$_4$NpCl ,$_3$NpCl

بوتاسيوم:

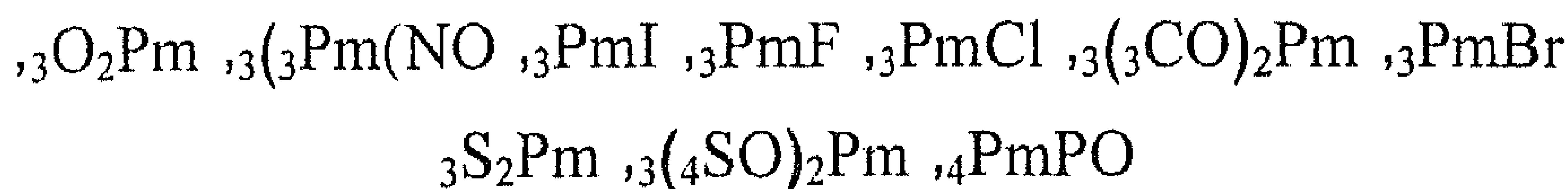


$_4$SO$_2$K ,KOH ,$_3$CO$_2$K KI ,KBr ,KCl ,KF ,O$_2$K

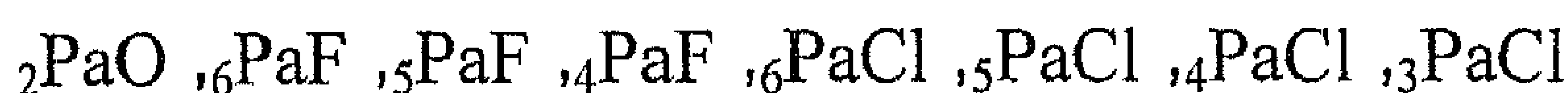
براسيوديميوم:


$PrBr_3$، $Pr_2(CO_3)_3$، $PrCl_3$، PrF_3، PrI_3، $Pr(NO_3)_3$، Pr_2O_3، $PrPO_4$، $Pr_2(SO_4)_3$، Pr_2S_3

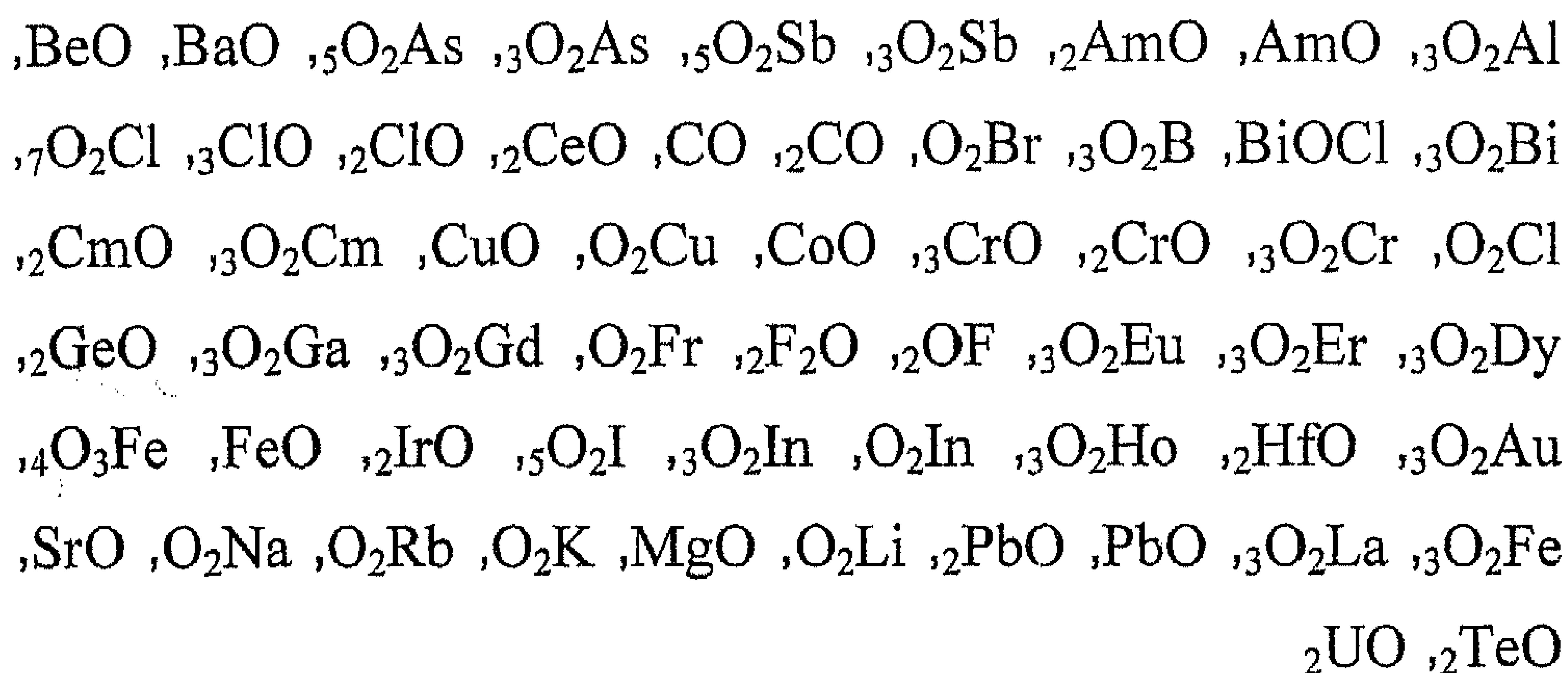
بروميثيوم:


$PmBr_3$، $Pm_2(CO_3)_3$، $PmCl_3$، PmF_3، PmI_3، $Pm(NO_3)_3$، Pm_2O_3، $PmPO_4$، $Pm_2(SO_4)_3$، Pm_2S_3

بروتكتينيوم:


$PaCl_3$، $PaCl_4$، $PaCl_5$، $PaCl_6$، PaF_4، PaF_5، PaF_6، PaO_2

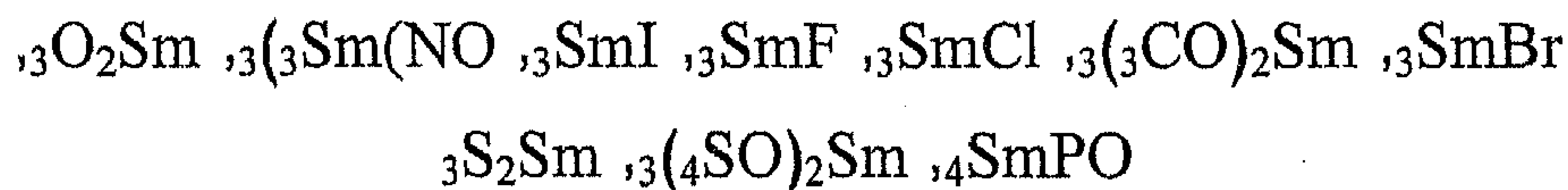
أكسجين:


Al_2O_3، AmO، AmO_2، Sb_2O_3، Sb_2O_5، As_2O_3، As_2O_5، BaO، BeO، Bi_2O_3، $BiOCl$، B_2O_3، Br_2O، CO_2، CO، CeO_2، ClO_2، ClO_3، Cl_2O_7، Cl_2O، Cr_2O_3، CrO_2، CrO_3، CoO، Cu_2O، CuO، Cm_2O_3، CmO_2، Dy_2O_3، Er_2O_3، Eu_2O_3، OF_2، O_2F_2، Fr_2O، Gd_2O_3، Ga_2O_3، GeO_2، Au_2O_3، HfO_2، Ho_2O_3، In_2O، In_2O_3، I_2O_5، IrO_2، FeO، Fe_3O_4، Fe_2O_3، La_2O_3، PbO، PbO_2، Li_2O، MgO، K_2O، Rb_2O، Na_2O، SrO، TeO_2، UO_2

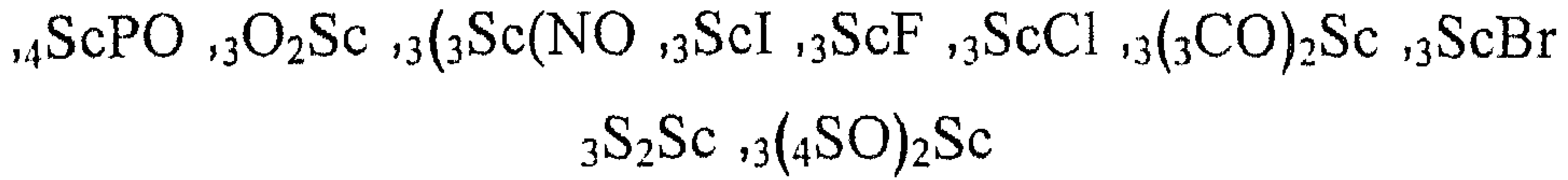
روبيديوم:


Rb_2O، RbF، $RbCl$، $RbBr$، RbI Rb_2CO_3، $RbOH$، Rb_2SO_4

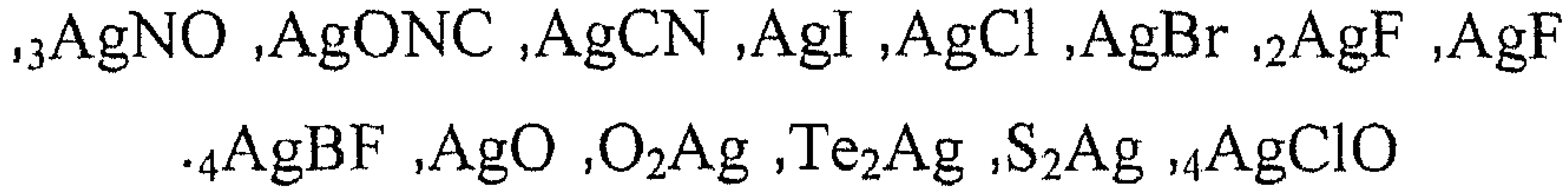
ساماريوم:


$SmBr_3$، $Sm_2(CO_3)_3$، $SmCl_3$، SmF_3، SmI_3، $Sm(NO_3)_3$، Sm_2O_3، $SmPO_4$، $Sm_2(SO_4)_3$، Sm_2S_3

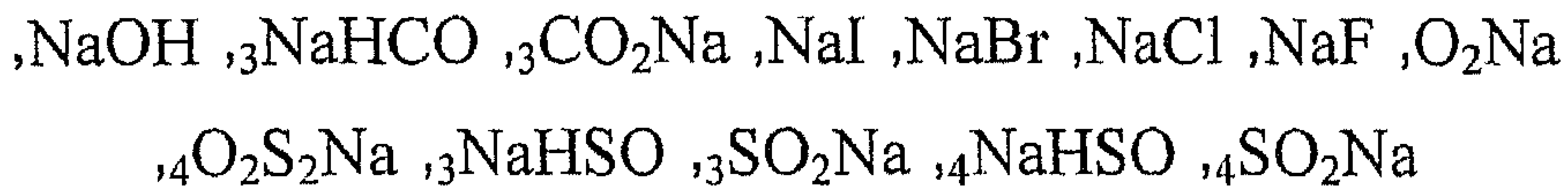
سكانديوم:


$ScBr_3$, $Sc_2(CO_3)_3$, $ScCl_3$, ScF_3, ScI_3, $Sc(NO_3)_3$, Sc_2O_3, $ScPO_4$,
$Sc_2(SO_4)_3$, Sc_2S_3

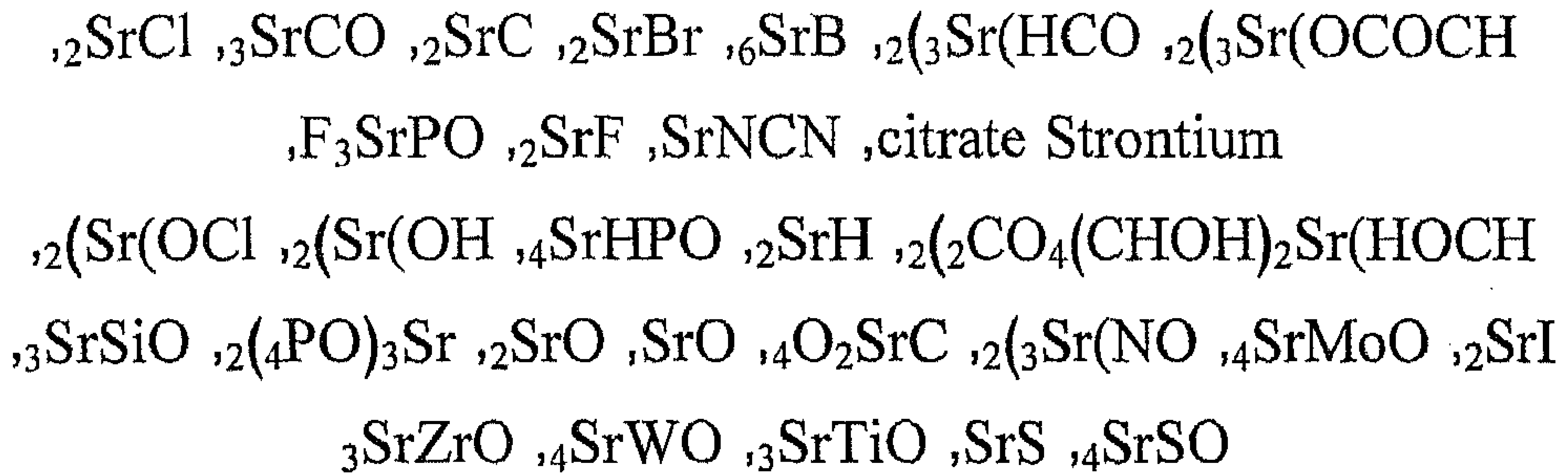
فضة:


AgF, AgF_2, $AgBr$, $AgCl$, AgI, $AgCN$, $AgONC$, $AgNO_3$,
$AgClO_4$, Ag_2S, Ag_2Te, Ag_2O, AgO, $AgBF_4$.

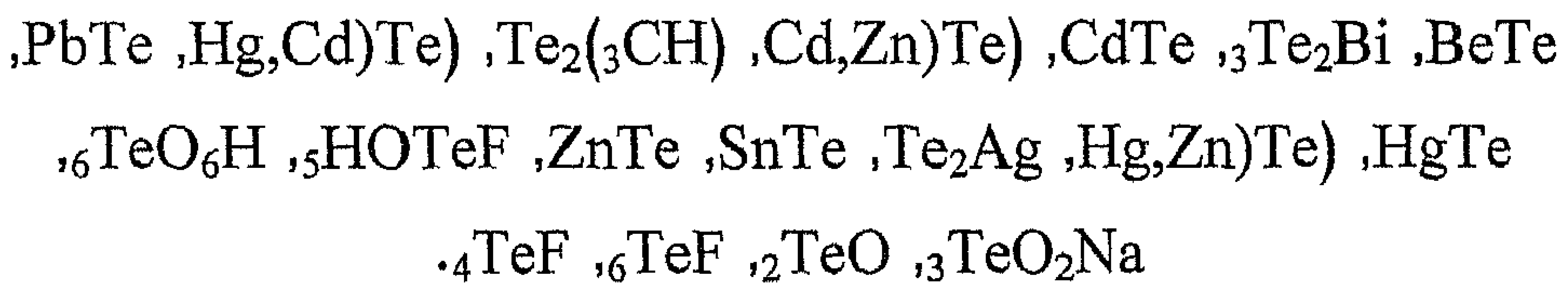
صوديوم:


Na_2O, NaF, $NaCl$, $NaBr$, NaI, Na_2CO_3, $NaHCO_3$, $NaOH$,
Na_2SO_4, $NaHSO_4$, Na_2SO_3, $NaHSO_3$, $Na_2S_2O_4$,

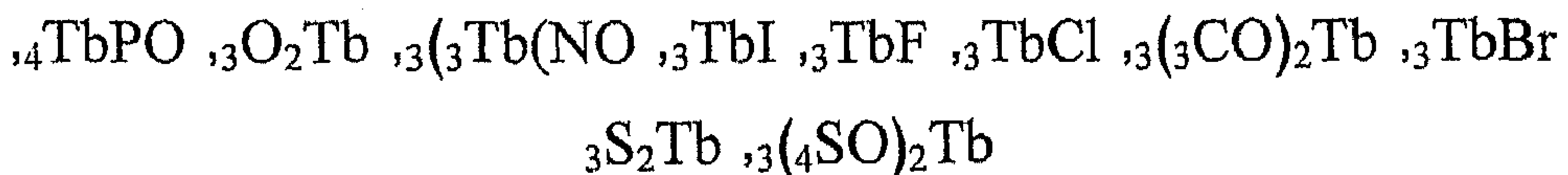
سترونتيوم:


$Sr(OCOCH_3)_2$, $Sr(HCO_3)_2$, SrB_6, $SrBr_2$, SrC_2, $SrCO_3$, $SrCl_2$,
Strontium citrate, $SrNCN$, SrF_2, $SrPO_3F$,
$Sr(HOCH_2(CHOH)_4CO_2)_2$, SrH_2, $SrHPO_4$, $Sr(OH)_2$, $Sr(OCl)_2$,
SrI_2, $SrMoO_4$, $Sr(NO_3)_2$, SrC_2O_4, SrO, SrO_2, $Sr_3(PO_4)_2$, $SrSiO_3$,
$SrSO_4$, SrS, $SrTiO_3$, $SrWO_4$, $SrZrO_3$

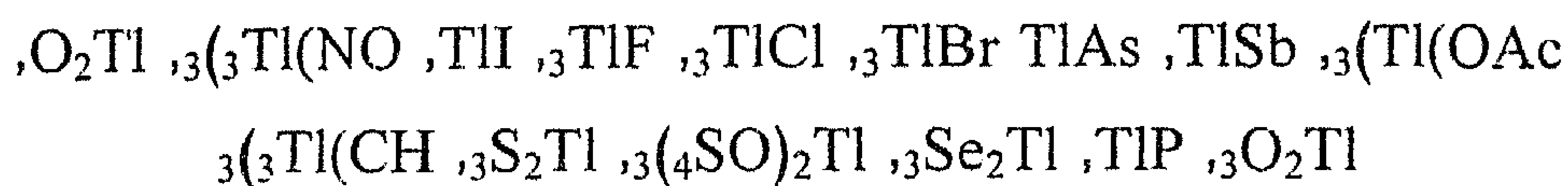
تيللوريوم:


$BeTe$, Bi_2Te_3, $CdTe$, $(Cd,Zn)Te$, $(CH_3)_2Te$, $(Hg,Cd)Te$, $PbTe$,
$HgTe$, $(Hg,Zn)Te$, Ag_2Te, $SnTe$, $ZnTe$, $HOTeF_5$, H_6TeO_6,
Na_2TeO_3, TeO_2, TeF_6, TeF_4.

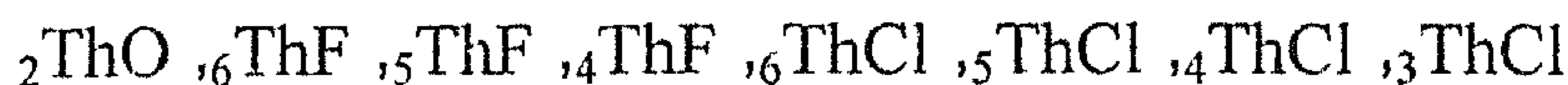
تيربيوم:


$TbBr_3$, $Tb_2(CO_3)_3$, $TbCl_3$, TbF_3, TbI_3, $Tb(NO_3)_3$, Tb_2O_3, $TbPO_4$,
$Tb_2(SO_4)_3$, Tb_2S_3

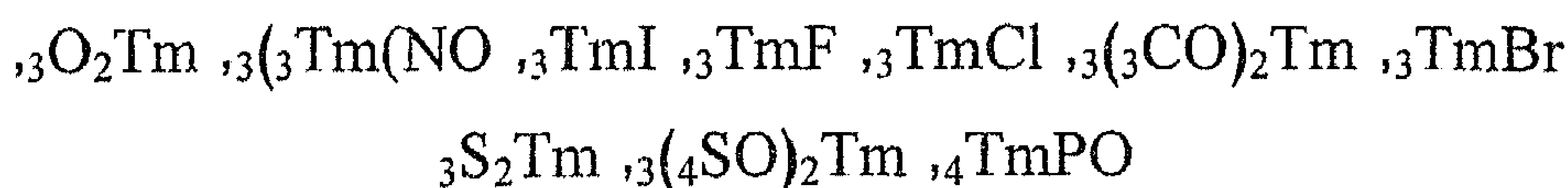
ثاليوم:


$Tl(OAc)_3$, $TlSb$, $TlAs$, $TlBr_3$, $TlCl_3$, TlF_3, TlI, $Tl(NO_3)_3$, Tl_2O,
Tl_2O_3, TlP, Tl_2Se_3, $Tl_2(SO_4)_3$, Tl_2S_3, $Tl(CH_3)_3$

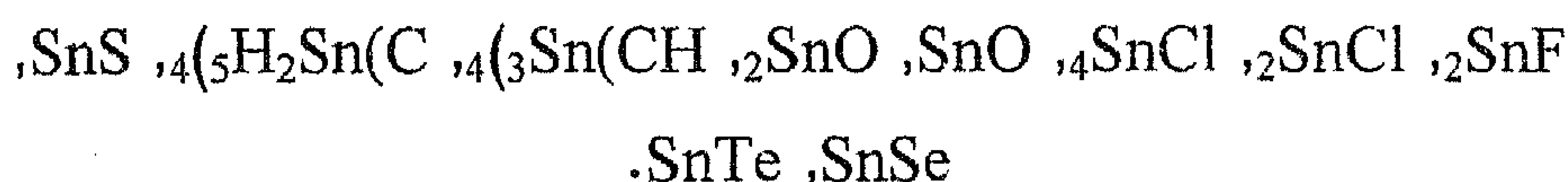
ثوريوم:


$ThCl_3$, $ThCl_4$, $ThCl_5$, $ThCl_6$, ThF_4, ThF_5, ThF_6, ThO_2

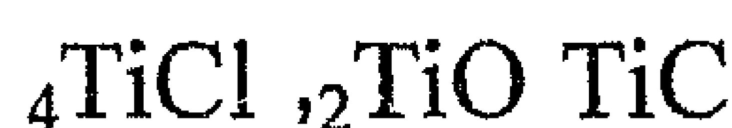
ثوليوم:


$TmBr_3$, $Tm_2(CO_3)_3$, $TmCl_3$, TmF_3, TmI_3, $Tm(NO_3)_3$, Tm_2O_3,
$TmPO_4$, $Tm_2(SO_4)_3$, Tm_2S_3

قصدير:


SnF_2, $SnCl_2$, $SnCl_4$, SnO, SnO_2, $Sn(CH_3)_4$, $Sn(C_2H_5)_4$, SnS,
$SnSe$, $SnTe$.

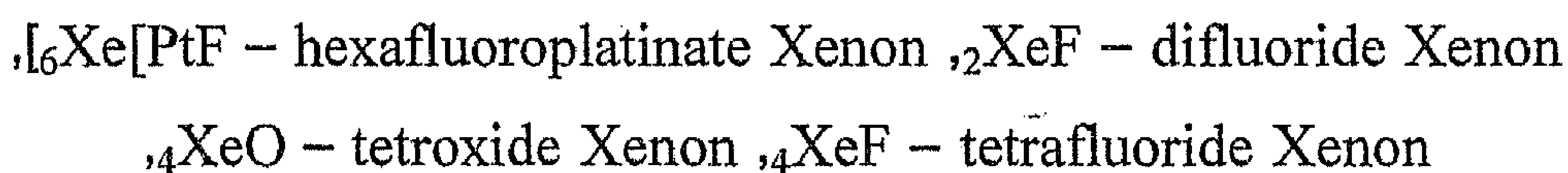
تيتانيوم:


TiC, TiO_2, $TiCl_4$

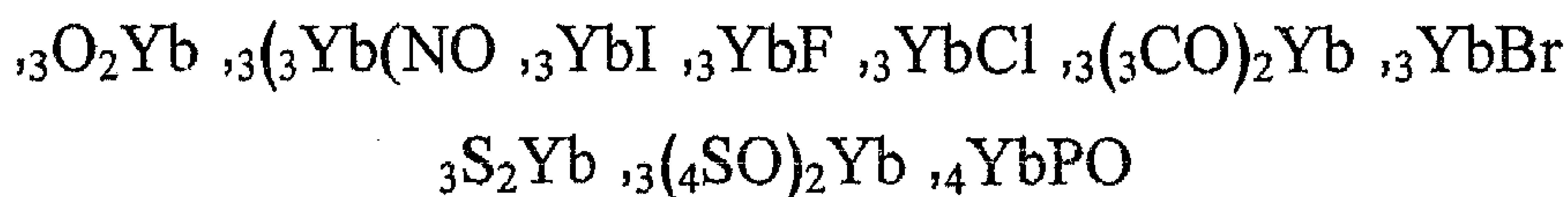
يورانيوم:


UCl_3, UCl_4, UCl_5, UCl_6, UF_4, UF_5, UF_6, UO_2F_2, UO_2

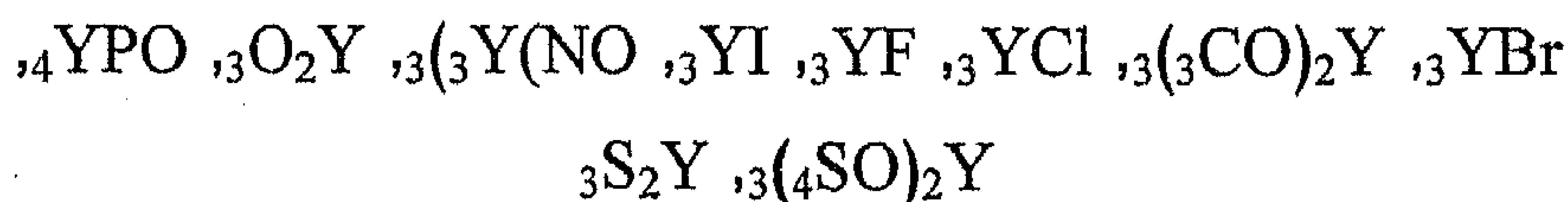
كزينون:


Xenon difluoride – XeF_2, Xenon hexafluoroplatinate – $Xe[PtF_6]$,
Xenon tetrafluoride – XeF_4, Xenon tetroxide – XeO_4,

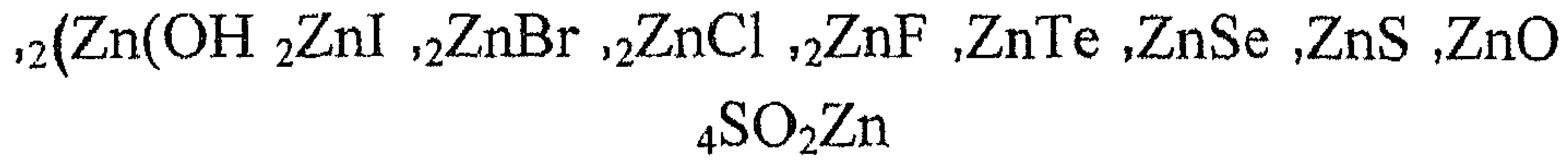
يتتربيوم:


$YbBr_3$, $Yb_2(CO_3)_3$, $YbCl_3$, YbF_3, YbI_3, $Yb(NO_3)_3$, Yb_2O_3,
$YbPO_4$, $Yb_2(SO_4)_3$, Yb_2S_3

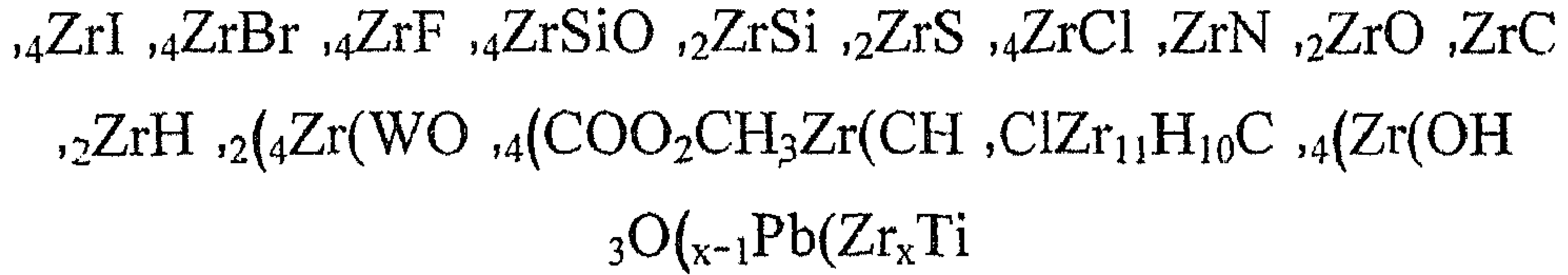
يتتريوم:


YBr_3, $Y_2(CO_3)_3$, YCl_3, YF_3, YI_3, $Y(NO_3)_3$, Y_2O_3, YPO_4,
$Y_2(SO_4)_3$, Y_2S_3

زنك:


,$_2$(Zn(OH $_2$ZnI ,$_2$ZnBr ,$_2$ZnCl ,$_2$ZnF ,ZnTe ,ZnSe ,ZnS ,ZnO
$_4$SO$_2$Zn

زركونيوم:


,$_4$ZrI ,$_4$ZrBr ,$_4$ZrF ,$_4$ZrSiO ,$_2$ZrSi ,$_2$ZrS ,$_4$ZrCl ,ZrN ,$_2$ZrO ,ZrC
,$_2$ZrH ,$_2$($_4$Zr(WO ,$_4$(COO$_2$CH$_3$Zr(CH ,ClZr$_{11}$H$_{10}$C ,$_4$(Zr(OH
$_3$O($_{x-1}$Pb(Zr$_x$Ti

قائمة الجزيئات الحيوية:

- حمض الأبيتيك (بالإنجليزية: Abietic acid)
- حمض الخل (بالإنجليزية: Acetic acid)
- أستيل كولين
- أكتينومايسين د (بالإنجليزية: Actinomycin D)
- أدينوزين
- أدينوزين أحادي الفوسفات
- أدينوزين أحادي الفوسفات حلقي
- أدينوزين ثنائي الفوسفات
- أدينوزين ثلاثي الفوسفات
- أدينلات سيكلاز
- أدينتول
- أدرينالين، إيبينفرين
- (ACTH) hormone Adrenocorticotropic
- أفلاتوكسين
- ألانين
- آغار (بالإنجليزية: Agar)

- ألبومين
- ألدوستيرون
- ستيرويد ابتنائي (بالإنجليزية: Anabolic steroid)
- حمض أميني
- ألدوستيرون (بالإنجليزية: Aldosterone)
- Aleurone
- Alpha-amanitin
- ألانتوين (بالإنجليزية: Allantoin)
- Alpha-amanitin A-Amanatin, see
- Anethole
- Angiotensinogen
- أميلاز (α-amylase also see)
- Angiotensinogen
- (ADH) Antidiuretic hormone
- أرابينوز (بالإنجليزية: Arabinose)
- أرجينين
- حمض الأسكوربيك (بالإنجليزية: Ascorbic acid) (فيتامين سي)
- أسبارجين
- حمض الأسبارتيك
- dimethylarginine Asymmetric
- (ANP) peptide Atrial-natriuretic
- أزاديراشتين $_{16}O_{44}H_{35}$Azadirachtin A – C
- بيليروبين (بالإنجليزية: Bilirubin)
- بوليمر حيوي (بالإنجليزية: Biopolymer)
- بيوتين (فيتامين إتش)
- بروسين (بالإنجليزية: Brucine)

- كادافيرين (بالإنجليزية: Cadaverine)
- كافئين
- كالسيفيرول (فيتامين دي)
- كالسيتونين (بالإنجليزية: Calcitonin)
- كالمودولين (بالإنجليزية: Calmodulin)
- Calreticulin
- كافور (بالإنجليزية: Camphor)
- كاننابينول (بالإنجليزية: Cannabinol)
- كابسيسين (بالإنجليزية: Capsaicin)
- كاربوهيدراز (بالإنجليزية: Carbohydrase)
- سكريات (بالإنجليزية: Carbohydrate)
- كارنيتين (بالإنجليزية: Carnitine)
- Carrageenan
- كاسئين (بالإنجليزية: Casein)
- كاسبيز (بالإنجليزية: Caspase)
- سيللولاز (بالإنجليزية: Cellulase)
- سيللوز (بالإنجليزية: Cellulose)
- Chaparonin
- Chitin
- A-Chloralose
- كلوروفيل (بالإنجليزية: Chlorophyll)
- (CCK) Cholecystokinin
- كولستيرول (بالإنجليزية: Cholesterol)
- كولين (بالإنجليزية: Choline)
- sulfate Chondroitin
- Cinnamaldehyde

- ستر ال (بالإنجليزية: Citral)
- acid Citric
- سيترينين (بالإنجليزية: Citrinin)
- سترونلال (بالإنجليزية: Citronellal)
- سترونلول (بالإنجليزية: Citronellol)
- سيترولين (بالإنجليزية: Citrulline)
- كوبالامين (بالإنجليزية: Cobalamin) (فيتامين بي12)
- كوإنزيم (بالإنجليزية: Coenzyme)
- كوإنزيم كيو (بالإنجليزية: Coenzyme Q)
- كوإنزيم آ
- كولشيسين (بالإنجليزية: Colchicine)
- كولاجين
- كونيئين (بالإنجليزية: Coniine)
- كورتيكوستيروئيد (بالإنجليزية: Corticosteroid)
- كورتيكوستيرون (بالإنجليزية: Corticosterone)
- الهرمون المحرر للكورتيكوتروبين (بالإنجليزية: Corticotropin-releasing hormone)
- كورتيزول (بالإنجليزية: Cortisol)
- كرياتين (بالإنجليزية: Creatine)
- كرياتين كيناز (بالإنجليزية: Creatine kinase)
- بلوري (بالإنجليزية: Crystallin)
- A-Cyclodextrin
- glycosyltransferase Cyclodextrin
- سيستيئين (بالإنجليزية: Cysteine)
- سيستين (بالإنجليزية: Cystine)

- سيتيدين
- سيتوكالاسين دي (بالإنجليزية: Cytochalasin D)
- سيتوكالاسين إي
- سيتوكروم
- سيتوكروم سي
- سيتوكروم سي بيروكسيداز (بالإنجليزية: Cytochrome c peroxidase)
- سيتوكروم سي أكسيداز
- سيتوكين (بالإنجليزية: Cytokine)
- سيتوزين (بالإنجليزية: Cytosine)
- حمض ديوكسي كوليك (بالإنجليزية: Deoxycholic acid)
- ديوكسي ريبوفورانوز (بالإنجليزية: Deoxyribofuranose)
- ريبوز منقوص الأكسجين (بالإنجليزية: Deoxyribose)
- دنا (DNA)
- ديكستران (بالإنجليزية: Dextran)
- ديكسترين (بالإنجليزية: Dextrin)
- رنا
- دوبامين (بالإنجليزية: Dopamine)
- إنزيم (بالإنجليزية: Enzyme)
- إفدرين (بالإنجليزية: Ephedrine)
- إبينفرين (بالإنجليزية: Epinephrine)
- حمض الإيركوسيك
- إريتريتول (بالإنجليزية: Erythritol)
- Erythropoietin (EPO)
- إستراديول (بالإنجليزية: Estradiol)

- إيوغينول (بالإنجليزية: Eugenol)
- حمض دسم (بالإنجليزية: Fatty acid)
- فيبرين
- فيبرينوستين
- حمض الفوليك (فيتامين إم)
- Follicle stimulating hormone (FSH)
- فورم ألدهيد (بالإنجليزية: Formaldehyde)
- حمض النمل (بالإنجليزية: Formic acid)
- فورسكولين (بالإنجليزية: Forskolin)
- غاما غلوبولين (بالإنجليزية: Gamma globulin)
- غالاكتوز Galactose
- غاما أمينو بوتيريك أسيد = غاما-أمينو حمض الزبدة = غابا Gamma-aminobutyric acid
- غاما بوتيرولاكتون (بالإنجليزية: Gamma-butyrolactone)
- غاما هيدروكسيبوتيرات Gamma-hydroxybutyrate (GHB)
- غاسترين (بالإنجليزية: Gastrin)
- جيلاتين (بالإنجليزية: Gelatin)
- جيرانيول (بالإنجليزية: Geraniol)
- غلوبولين (بالإنجليزية: Globulin)
- غلوكاكون (بالإنجليزية: Glucagon)
- غلوكوزأمين (بالإنجليزية: Glucosamine)
- غلوكوز – $C_6H_{12}O_6$
- غلوكوز اكسيداز
- غلوتن (بالإنجليزية: Gluten)

- جمض غلوتاميك (بالإنجليزية: Glutamic acid)
- غلوتامين (بالإنجليزية: Glutamine)
- غلوتاثيون (بالإنجليزية: Glutathione)
- غليسيرين (غليسرول)
- غليسين (بالإنجليزية: Glycine)
- غليكوجين (بالإنجليزية: Glycogen)
- حمض الغليكوليك (بالإنجليزية: Glycolic acid)
- غليكوليبيد (بالإنجليزية: Glycolipid)
- غليكوبروتين (بالإنجليزية: Glycoprotein)
- hormone Gonadotropin-releasing
- غرانزيم (بالإنجليزية: Granzyme)
- Green fluorescent protein
- هرمون النمو (بالإنجليزية: Growth hormone)
- الهرمون المحرر لهرمون النمو (بالإنجليزية: Growth hormone-releasing hormone)
- جي.تي.باز (بالإنجليزية: GTPase)
- غوانين (بالإنجليزية: Guanine)
- غوانوزين (بالإنجليزية: Guanosine)
- غوانوزين ثلاثي الفوسفات (GTP+ Guanosine triphosphate)
- هابتوغلوبين (بالإنجليزية: Haptoglobin)
- هيماتوزيلين (بالإنجليزية: Hematoxylin)
- هيم (بالإنجليزية: Heme)
- هيميريترين (بالإنجليزية: Hemerythrin)
- هيموسيانين (بالإنجليزية: Hemocyanin)
- هيموغلوبين (بالإنجليزية: Hemoglobin)

- هيموبروتين (بالإنجليزية: Hemoprotein)
- ليبوبروتين عالي الكثافة (بالإنجليزية: High density lipoprotein)
- هستامين (بالإنجليزية: Histamine)
- هستدين (بالإنجليزية: Histidine)
- هستون(بالإنجليزية: Histone)
- هستون ميتيل ترانسفيراز H(بالإنجليزية: istone methyltransferase)
- antigen HLA
- هوموسيستيئين (بالإنجليزية: Homocysteine)
- هورومون (بالإنجليزية: Hormone)
- chorionic gonadotrophin Human
- هرمون النمو البشري (بالإنجليزية: Human growth hormone)
- Hyaluronidase
- هيدروجين بيروكسيد (بالإنجليزية: Hydrogen peroxide)
- هيروكسيبرولين (بالإنجليزية: Hydroxyproline)
- 5هيروكسي تريبتامين (بالإنجليزية: Hydroxytryptamine = سيروتونين
- إنديغو (بالإنجليزية: Indigo)
- إندول (بالإنجليزية: Indole)
- Inosine
- إينوزيتول (بالإنجليزية: Inositol)
- أنسولين (بالإنجليزية: Insulin)
- عامل نمو شبيه بالأنسولين (بالإنجليزية: Insulin-like growth factor)
- إنتغرين (بالإنجليزية: Integrin)
- membrane protein Integral
- إنتيغراز (بالإنجليزية: Integrase)
- إنتئين (بالإنجليزية: Intein)

- إنتيفيرون (بالإنجليزية: Interferon)
- إنولين (بالإنجليزية: Inulin)
- إيونون (بالإنجليزية: Ionone)
- إيزوليوسين (بالإنجليزية: Isoleucine)
- cluster Iron-sulfur
- كيراتين (بالإنجليزية: Keratin)
- كيناز (بالإنجليزية: Kinase)
- لاكتاز (بالإنجليزية: Lactase)
- حمض اللبن (بالإنجليزية: Lactic acid)
- لاكتوز (بالإنجليزية: Lactose)
- لانولين (بالإنجليزية: Lanolin)
- حمض الغار (بالإنجليزية: Lauric acid)
- ليبتين (بالإنجليزية: Leptin)
- ليوسين (بالإنجليزية: Leucine)
- ليغنين (بالإنجليزية: Lignin)
- ليمونين (بالإنجليزية: Limonene)
- لينالول (بالإنجليزية: Linalool)
- حمض اللينوليئيك (بالإنجليزية: Linoleic acid)
- حمض اللينوليني (بالإنجليزية: Linolenic acid)
- ليباز (بالإنجليزية: Lipase)
- دسم (بالإنجليزية: Lipid)
- anchored protein Lipid
- ليبوأميد (بالإنجليزية: Lipoamide)
- ليبوبروتين (بالإنجليزية: Lipoprotein)
- ليبوبروتين منخفض الكثافة Low density lipoprotein، LDL

- الهرمون الملوتن (LH (Luteinizing hormone
- ليكوبين (بالإنجليزية: Lycopene)
- ليزين
- ليزوزيم (بالإنجليزية: Lysozyme)
- حمض الماليك = حمض التفاح (بالإنجليزية: Malic acid)
- مالتوز (بالإنجليزية: maltose)
- ميلاتونين (بالإنجليزية: Melatonin)
- بروتين غشائي (بالإنجليزية: Membrane protein)
- بروتين معدني (بالإنجليزية: Metalloprotein)
- ميتالوثيونين (بالإنجليزية: Metallothionein)
- ميثيونين (بالإنجليزية: Methionine)
- مونومير (بالإنجليزية: Monomer)
- ميوغلوبين (بالإنجليزية: Myoglobin)
- نافتوكينون (بالإنجليزية: Naphthoquinone)
- نياسين أو حمض النيكوتين (فيتامين بي3)
- نيتروسيللوز (بالإنجليزية: Nitrocellulose)
- ناقل عصبي (بالإنجليزية: Neurotransmitter)
- نورأدرينالين, نورإيبينفرين
- نوكلياز (بالإنجليزية: Nuclease)
- نوكليوتيد (بالإنجليزية: Nucleotide)
- حمض نووي (بالإنجليزية: Nucleic acid)
- نوكليوزيد (بالإنجليزية: Nucleoside)
- نوكليوتيد (بالإنجليزية: Nucleotide)
- إيستروجينات (بالإنجليزية: Oestrogens)

- أوليغوببتيد (بالإنجليزية: Oligopeptide)
- أوليغومايسين (بالإنجليزية: Oligomycin)
- أورسين (بالإنجليزية: Orcin)
- أوروكسين (بالإنجليزية: Orexin)
- أورنيثين (بالإنجليزية: Ornithine)
- حمض الحماض (بالإنجليزية: Oxalic acid)
- أكسيداز (بالإنجليزية: Oxidase)
- أوكسيتوسين (بالإنجليزية: Oxytocin)
- PABA أو (بالإنجليزية: para-Aminobenzoic acid)
- باكليتاكسيل (بالإنجليزية: Paclitaxel)
- حمض النخل (بالإنجليزية: Palmitic acid)
- حمض البانتوثينيك (بالإنجليزية: Pantothenic acid) (فيتامين بي5)
- هرمون جارات الدرق PTH) (Parathyroid hormone)
- بارابروتين (بالإنجليزية: Paraprotein)
- باراداكسين (بالإنجليزية: Pardaxin)
- ببتيداز (بالإنجليزية: Peptidase)
- ببسين (بالإنجليزية: Pepsin)
- ببتيد (بالإنجليزية: Peptide)
- بروتين غشائي محيطي (بالإنجليزية: Peripheral membrane protein)
- فينيتيلامين (بالإنجليزية: Phenethylamine)
- فينيل ألانين (بالإنجليزية: Phenylalanine)
- فوسفاجين (بالإنجليزية: Phosphagen)
- فوسفاتاز (بالإنجليزية: Phosphatase)

- فوسفوليبيد (بالإنجليزية: Phospholipid)
- acid Phytic
- هرمونات نباتية (بالإنجليزية: Plant hormones)
- متعدد ببتيد (بالإنجليزية: Polypeptide)
- متعدد فينول (بالإنجليزية: Polyphenol)
- متعدد سكاريد (بالإنجليزية: Polysaccharide)
- بورفيرين (بالإنجليزية: Porphyrin)
- بريون (بالإنجليزية: Prion)
- بروجيسترون Progesterone
- برولاكتين (Prolactin (PRL
- برولين (بالإنجليزية: Proline)
- حمض البرويوني (بالإنجليزية: Propionic acid)
- بروتامين (بالإنجليزية: Protamine)
- بروتياز (بالإنجليزية: Protease)
- بروتين (بالإنجليزية: Protein)
- بروتينوئيد (بالإنجليزية: Proteinoid)
- Putrescine
- Pyrethrin
- بيريدوكسين أو بيريدوكسامين (فيتامين بي6)
- بيروليزين (بالإنجليزية: Pyrrolysin)
- حمض البيروفي (بالإنجليزية: Pyruvic acid)
- كينون (بالإنجليزية: Quinone)
- رافينوز (بالإنجليزية: Raffinose)
- رينين (بالإنجليزية: Renin)
- ريتينين (بالإنجليزية: Retinene)

- ريتينول (فيتامين آ)
- ريبوفلافين (فيتامين بي2)
- ريبوفورانوز, ريبوز
- ريسين (بالإنجليزية: Ricin)
- رنا
- 1 S
- 2 T
- 3 U
- 4 V
- 5 W
- 6 X
- 7 Y

S

سافرول (بالإنجليزية: Safrole)

- Salicylaldehyde
- حمض السالسليك (بالإنجليزية: Salicylic acid)
- $_8O_{28}H_{23}C$ – Salvinorin-A
- صابونين (بالإنجليزية: Saponin)
- Secretin
- Selenocysteine
- Selenomethionine
- Selenoprotein
- سيرين (بالإنجليزية: Serine)
- kinase Serine
- سيروتونين (بالإنجليزية: Serotonin)
- Skatole
- recognition particle Signal
- سوماتوستاتين
- حمض السوربيك (بالإنجليزية: Sorbic acid)

- إسكوالين (بالإنجليزية: Squalene)
- Staurosporin
- حمض الستياريك (بالإنجليزية: Stearic acid)
- Sterigmatocystin
- ستيرول (بالإنجليزية: Sterol)
- ستركنين (بالإنجليزية: Strychnine)
- سكر الطعام (بالإنجليزية: Sucrose)
- سكرs (in general)
- Superoxide

T

- Toxin T2
- acid Tannic
- Tannin
- Tartaric acid
- Taurine
- Tetrodotoxin
- Tyrosine kinase
- Testosterone
- Thapsigargin
- Thaumatin
- HCl ·$OS_4ClN_{17}H_{12}C$ – (Vitamin B1) Thiamine
- ثريونين
- Thrombopoietin
- Thymidine
- ثايمين (بالإنجليزية: Thymine)
- (B1 Vitamin) Thiamine
- C Triacsin
- (TSH) hormone Thyroid-stimulating
- (TRH) hormone Thyrotropin-releasing

- (T4) Thyroxine
- (E Vitamin) Tocopherol
- Topoisomerase
- (T3) Triiodothyronine
- receptor Transmembrane
- A Trichostatin
- hormone Trophic
- تربسين (بالإنجليزية: Trypsin)
- تريتوفان (بالإنجليزية: Tryptophan)
- Tubulin
- Tunicamycin
- تيروسين (بالإنجليزية: Tyrosine)

Ubiquitin U

- يوراسيل (بالإنجليزية: Uracil)
- يوريا (بالإنجليزية: Urea)
- Urease
- $_3O_4N_4H_5C$ – Uric acid
- Uridine

V

- فالين (بالإنجليزية: Valine)
- فالينوميسين (بالإنجليزية: Valinomycin)
- Vanabins
- Verruculogen
- (general in) Vitamins
- (retinol) Vitamin A
- Vitamin B
  - (thiamine) B1 Vitamin
  - (riboflavin) B2 Vitamin

- (acid nicotinic or niacin) B3 Vitamin
  - (adenine) B4 Vitamin
  - (pantothenic acid) B5 Vitamin
  - (pyridoxamine or pyridoxine) B6 Vitamin
  - (cobalamin) B12 Vitamin
- (acid ascorbic) Vitamin C
- (calciferol) Vitamin D
- (tocopherol) Vitamin E
- F Vitamin
- (biotin) Vitamin H
- (acid folic) Vitamin M
- (acid nicotinic or niacin) Vitamin P
- S Vitamin

W ماء (بالإنجليزية: Water)

- Wortmannin

X

- Xylose

Y

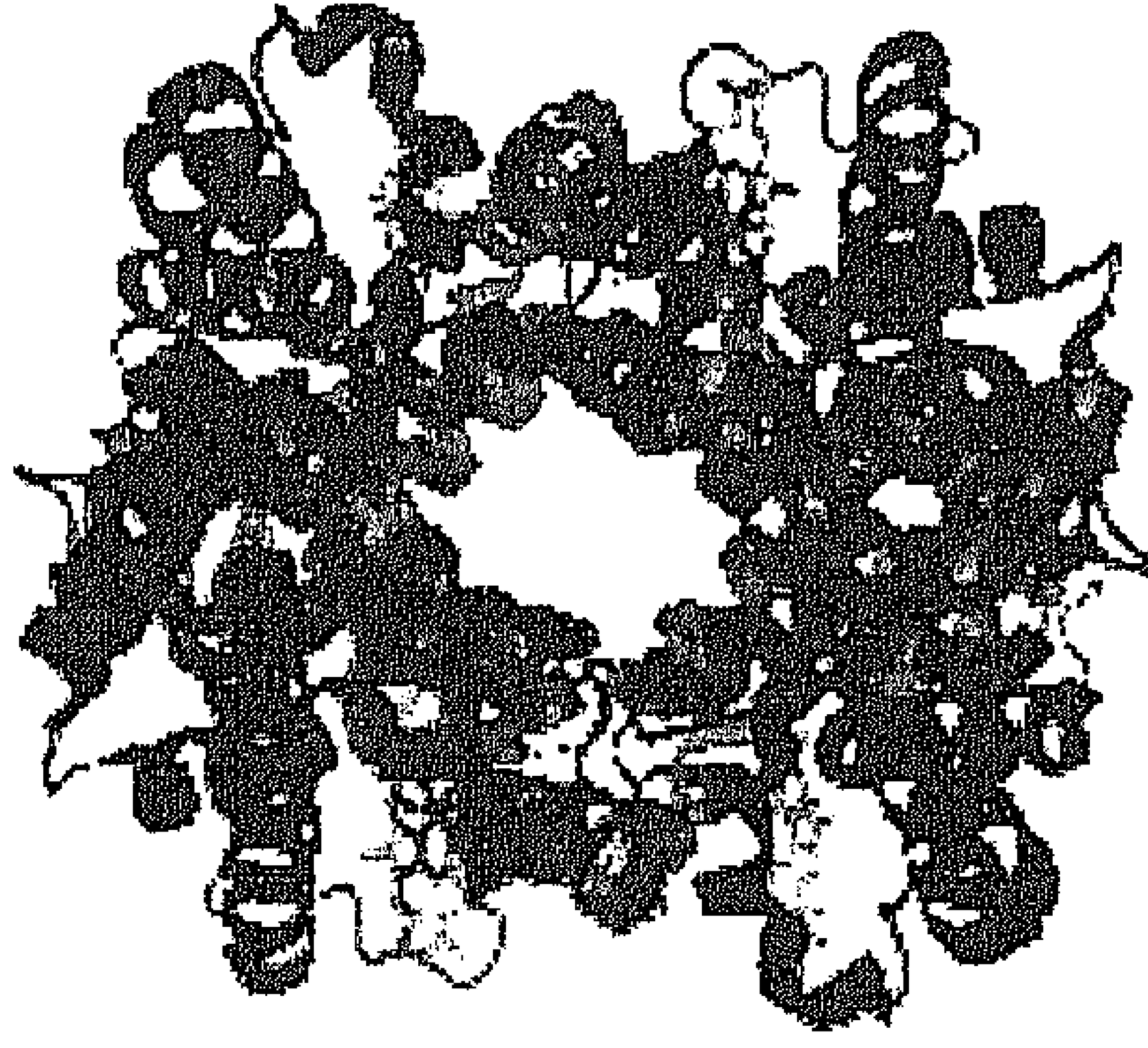
- Zearalenone

الفصل الثاني

الكيمياء الحيوية

الفصل الثاني

الكيمياء الحيوية



بنية الهيموجلوبين – أحد الجزيئات الحيوية الشهيرة

الكيمياء الحيوية (باللاتينية: Biochemia) هي أحد فروع العلوم الطبيعية ويختص بدراسة التركيب الكيميائي لأجزاء الخلية في مختلف الكائنات الحية سواء كانت كائنات دقيقة (بكتيريا، فطريات، طحالب) أو راقية كالإنسان والحيوان والنبات. ويوصف علم الكيمياء الحيوية أحياناً بأنه علم كيمياء الحياة وذلك نظراً لارتباط الكيمياء الحيوية بالحياة، فقد ركز العلماء في هذا المجال على البحث في كيمياء الكائنات الحية على اختلاف أنواعها عن طريق دراسة المكونات الخلوية لهذه الكائنات من حيث التراكيب الكيميائية لهذه المكونات ومناطق تواجدها ووظائفها الحيوية فضلا عن دراسة التفاعلات الحيوية المختلفة التي تحدث داخل هذه الخلايا الحية من حيث البناء والتخليق، أو من حيث الهدم وإنتاج الطاقة.

تتعامل الكيمياء الحيوية بشكل كبير مع التركيب والوظيفة والتداخلات بين مكونات الخلية مثل الدهون والكربوهيدرات والبروتينات والأحماض النووية وجزيئات حيوية أخرى. تكون بعض هذه الجزيئات كبيرة ومعقدة وتسمى

البوليمرات الحيوية (biopolymers)، وهذه تتكون من وحدات متكررة متشابهة تسمى كل وحدة مونومر (Monomer). يحتوي كل جزيء من البوليمرات الحيوية على مجموعات مختلفة من الوحدات، مثلاً يعتبر البروتين بوليمر تتكون وحداته من مجموعة مختلفة من 20 حمض أميني أو أكثر. الكيمياء الحيوية تدرس الخصائص الكيميائية للجزيئات الحيوية الهامة مثل البروتينات وخصوصا التفاعلات التي تحفز عن طريق الإنزيمات. الكيمياء الحيوية المتعلقة بالعمليات الأيضية داخل الخلية والمتعلقة بجهاز الغدد الصماء تمت دراستها بشكل كبير. وهناك مجالات أخرى للكيمياء الحيوية تشمل المادة الوراثية (DNA,RNA)، ونقل المواد من خلال غشاء الخلية، ونقل الإشارات.

تاريخ الكيمياء الحيوية:

كان يعتقد في السابق أن الحياة والمواد المكونة لها مختلفة عن المكونات الموجودة في المواد غير الحية، وأن الكائنات الحية فقط هي من ينتج هذه المواد. ثم في عام 1828 م نشر فريدريك ولير (Friedrich Wöhler) ورقة عن إمكانية تصنيع مادة اليوريا، مثبتاً بذلك أن المواد العضوية يمكن إنتاجها صناعياً. بزغ فجر الكيمياء الحيوية كعلم مع اكتشاف إنزيم (بالإنكليزية: Diastase) والذي أصبح يسمى اليوم أميلاز (بالإنكليزية: Amilase) عام 1833 على يد العالم الفرنسي أنسيلم بايين (بالفرنسية: Anselme Payen). في عام 1896، قام العالم الألماني إدوارد بوخنر (بالألمانية: Eduard Buchner) بأول تجربة كيمياء حيوية معقدة خارج الخلية عندما نجح بإجراء التخمر الكحولي في خلايا مستخلصة من الخميرة. رغم أنه يظهر أن مصطلح الكيمياء الحيوية (بالإنكليزية: Biochemistry) استعمل لأول مرة في عام 1882، من المتعارف عليه أن الاستعمال الرسمي لهذا المصطلح حصل عام 1903 من عالم الكيمياء الألماني كارل نوبرغ (بالألمانية: Carl Neuberg). وقبل ذلك، كان هذا المجال يسمى الكيمياء الوظيفية أو الكيمياء الفيزيولوجية (بالإنكليزية: Physiological chemistry).منذ ذلك الوقت تطور

علم الكيمياء الحيوية خصوصا في منتصف القرن العشرين مع اكتشاف تقنيات جديدة أدت إلى اكتشاف العديد من الجزيئات والمسارات الأيضية المختلفة للخلية. حدث تاريخي آخر مهم هو اكتشاف الجينات ودورها في نقل المعلومات في الخلية. هذا الجزء من الكيمياء الحيوية يطلق عليه علم الأحياء الجزيئي.

المواد البدائية: العناصر الكيميائية للحياة

حوالي 24 من أصل 94 عنصر كيميائي موجود في الطبيعة تكون مهمة للحياة. أغلب العناصر النادرة في الأرض غير مهمة للحياة (باستثناء اليود والسيلينيوم) بينما لايتم استخدام عدد قليل منها مثل (الألمينيوم والتيتانيوم). معظم الكائنات لديها احتياجات مشتركة، لكن هناك فروق بسيطة بين الحيوانات والنباتات. مثلا الطحالب المائية تستخدم البروم ولكن طحالب الأرض والحيوانات لا تحتاجه. كل الحيوانات تحتاج الصوديوم ولكن بعض النباتات لا تحتاجه. النباتات تحتاج البورون والسيليكون لكن الحيوانات لا تحتاجها. فقط ستة عناصر (الكربون، الهيدروجين، الأوكسجين، النيتروجين، الكالسيوم، الفسفور) تشكل 99% من كتلة جسم الإنسان. بالإضافة لهذه الستة عناصر يحتاج الإنسان كميات صغيرة من 18 عنصر آخر.

الجزيئات الحيوية:

الفئات الأربع الرئيسة من الجزيئات في الكيمياء الحيوية هي الكربوهيدرات والدهون والبروتينات والأحماض النووية. العديد من الجزيئات الحيوية بوليمرات, حيث أن المونومرات هي جزيئات صغيرة تترابط مع بعضها لتكون الجزيئات الكبيرة، والتي تعرف بالبوليمرات.

الكربوهيدرات:

الكربوهيدرات مكونة من مونومرات تسمى السكريات الأحادية مثل الجلوكوز والفركتوز. عندما يتحد جزيئان من السكريات الأحادية يخرج جزيء ماء بسبب خروج جزيئين هيدروجين وجزيء أوكسجين.

الدهـــون:

الدهون عادة تتكون من جزيء جليسرول متحد مع جزيئات أخرى. الجليسريدات الثلاثية "المكون الأكبر للدهون في الجسم" تتكون من جزيء جليسرول مع ثلاثة جزيئات من الأحماض الدهنية. تعتبر الأحماض الدهنية في هذه الحالة هي المونومرات وقد تكون مشبعة (لا تحتوي على روابط ثنائية بين ذرات الكربون) أو غير مشبعة (تحتوي على رابطة ثنائية أو أكثر). الدهون, وخصوصا الدهون الفسفورية تستخدم في نواتج صيدلانية مختلفة إما كمواد مساعدة لذوبان مواد أخرى أو كحوامل للمواد.

البروتينات:

البروتينات جزيئات كبيرة جدا تتكون من مونومرات تسمى الأحماض الأمينية. في الجسم هناك 20 حمض أميني, يتكون كل واحد مجموعة كربوكسيل ومجموعة أمين وسلسلة جانبية (تعرف بمجموعة R). مجموعة R هي ما تجعل كل حمض أميني يختلف عن الآخر, وخصائص هذه المجموعة تؤثر بشكل كبير على الشكل الثلاثي الأبعاد للبروتين. عندما تتحد الأحماض الأمينية يكونون رابطة خاصة تسمى الرابطة الببتيدية عن طريق تفاعل نازع للماء, وتصبح عديدة الببتيدا.

الأحماض النووية:

الأحماض النووية هي الجزيئات التي تكون الـــحامض النووي DNA, وهي مادة مهمة تستخدمها الكائنات الحية لتخزين المعلومات الوراثية. أشهر أنواع الأحماض النووية هي الحامض النووي الريبوزي منقوص الأوكسجين (deoxyribonucleic acid) والحامض النووي الريبوزي (ribonucleic acid). المونومرات التي تكونهم تسمى النيوكليوتيدات (nucleotides). أشهر هذه النيوكليوتيدات هي أدينين, جوانين, سيتوسين, ثيمين, ويوراسيل. الأدينين يرتبط مع الثيمين واليوراسيل. الثيمين يرتبط فقط مع الأدينين. السيتوسين والجوانين يرتبطون مع بعضهم فقط.

الكربوهيدرات:

وظيفة الكربوهيدرات هي تخزين الطاقة. السكريات هي كربوهيدرات, ولكن ليس كل الكربوهيدرات سكريات. توجد الكربوهيدرات على الأرض بكمية أكبر من أي مادة حيوية أخرى. وتستخدم لتخزين الطاقة والمعلومات الوراثية, وتلعب دورا هاما في التفاعل والاتصال بين الخلايا.

السكريات الأحادية (Monosaccharides):

هي أبسط شكل في الكربوهيدرات وتحتوي على أكسجين وهيدروجين وأوكسجين بنسبة 1:2:1. يعتبر السكريات الاحادية واحدا من أهم السكريات الأحادية ومثله الفركتوز المسؤول عن الطعم السكري للفواكة. بعض هذه السكريات تحتوي على مجموعة ألديهيد وبعضها تحتوي على مجموعة كيتون.

السكريات الثنائية (Disaccharides)

اثنان من السكريات الأحادية يمكن أن يرتبطا بتفاعل نازع للماء (synthesis dehydration) حيث يتم إزالة ذرة هيدروجين في نهاية أحد الجزيئين وجزيء هيدروكسيل من الجزيء الآخر ويتم ازالتهم على شكل جزيء ماء. والجزيء الناتج من ارتباط سكرين أحاديين يسمى سكرا ثنائيا. ويمكن عكس هذا التفاعل باستخدام جزيء ماء لفصل السكر الثنائي. أكثر السكريات الثنائية شهرة هو السكروز (سكر المائدة) ويتكون من جزيء جلوكوز وجزيء فركتوز مرتبطين معا. مثال آخر هو اللاكتوز ويتكون من جزيء جلوكوز وجزيء جالاكتوز.

السكريات قليلة التعدد والسكريات العديدة (Oligosaccharides and polysaccharides)

عندما تتحد جزيئات سكر أحادية قليلة (من 3 إلى 6) مع بعضها تسمى سكريات قليلة التعدد (Oligosaccharides). وعندما تتحد جزيئات سكر أحادية

كثيرة مع بعضها تسمى سكريات عديدة (polysaccharides). وقد تكون مرتبطة على شكل خط مستقيم أو قد تكون متشعبة. أشهر اثنان من السكريات العديدة هما السيليولوز الجلاكوجين, والاثنان يتكونان من جزيئات جلوكوز متحدة مع بعضها.

- السيليولوز ينتج من قبل النباتات وهو مكون أساسي من مكونات جدار الخلية، الإنسان لا يستطيع إنتاجه أو هضمه.
- أما الجلايكوجين هو سكر حيواني, يستخدمه الإنسان والحيوان كمخزن للطاقة.

استخدام الكربوهيدرات كمصدر للطاقة:

الجلوكوز هو مصدر الطاقة الرئيس. السكريات العديدة يتم تكسيرها في الجسم إلى وحدات من السكريات الأحادية.

- تحلل الجلوكوز اللاهوائي (anaerobic Glycolysis)

يتم التمثيل الغذائي للجلوكوز بطريقة من عشر خطوات تسمى تحلل الجلوكوز (Glycolysis). النتيجة تكون تكسير جزيء واحد من الجلوكوز إلى جزيئين من حمض البيروفيك, وينتج أيضا جزيئين من مركب (ATP) وهو مصدر الطاقة للخلية, وينتج أيضا جزيئين من مادة مُختزِلة هي (NADPH). وهذه العملية لا تتطلب وجود أوكسجين.

- تحلل الجلوكوز الهوائي (aerobic glycolysis)

في الخلايا التي تحتوي كمية كافية من الأوكسجين مثل أغلب خلايا الإنسان. وفي هذه الطريقة يتم استخدام الأوكسجين لغرض تمثيل الجلوكوز. بعد سلسلة من التفاعلات الكيميائية تكون المحصلة إنتاج 32 جزيء من مادة (ATP) لكل جزيء جلوكوز. وهذه الطريقة توفر طاقة للجسم أعلى من التمثيل اللاهوائي للجلوكوز.

• عملية تصنيع الجلوكوز (Gluconeogenesis)

هي عملية تصنيع الجلوكوز من مصادر غير سكرية وتتم في الكبد. وتتم في حالات الصيام أو المجاعات عندما يكون الجلوكوز الداخل إلى الجسم قليل. الجلوكوز الذي تكون يمكن استخدامه في إنتاج الطاقة أو تخزينه على شكل جلايكوجين، وفي النباتات يخزن على شكل نشا, ويمكن أن يدخل في تركيب سكريات ثنائية أو عديدة.

البروتينات:

مثل الكربوهيدرات، تؤدي البروتينات أدوارا تركيبية. على سبيل المثال حركة البروتينين (الأكتين والميوسين) تؤدي إلى حركة العضلات الهيكلية. أهم أنواع البروتينات هي الإنزيمات. هذه الإنزيمات تتعرف على مواد تتفاعل مع بعضها وتقوم بتسريع التفاعل بينهم. الإنزيمات تسرع التفاعل بمعدل 1011 أو أكثر حيث أن التفاعل الذي قد يحتاج 3000 عام ليكتمل تلقائيا قد يحتاج لأقل من ثانية في وجود الإنزيمات. الإنزيم نفسه لا يستهلك في التفاعل ويكون حرا حتى يُحدث نفس التفاعل بمواد جديدة. باستخدام بعض المعدلات يمكن التحكم في نشاط الإنزيمات. البروتينات هي سلسلة من الأحماض الأمينية. الحمض الأميني يتكون من ذرة كربون مرتبطة بأربع مجموعات. واحدة منهم هي مجموعة الأمين (NH2). وواحدة هي مجموعة الكربوكسيل (COOH). الثالثة هي ذرة هيدروجين. والرابعة يرمز لها بـــ (R) وهي تختلف من حمض أميني لآخر. هناك عشرين حمض أميني. بعضها لها وظائف بنفسها مثل الجلوتامات حيث أنه ناقل عصبي. الأحماض الأمينية يمكن أن ترتبط ببعضها عن طريف الرابطة الببتيدية. ويتم ذلك عن طريق تفاعل طارد للماء حيث يتم إزالة جزيء ماء والرابطة الببتيدية تربط ذرة نيتروجين في الموجودة في أحد الأحماض الأمينية في مجموعة الأمين بذرة الكربون في مجموعة الكربوكسيل في الحمض الأميني الآخر. والجزيء الناتج يسمى ثنائي الببتيد. يمكن وصف تركيب البروتينات بأربع

مستويات. التركيب الأولي، حيث يكون البروتين مكون من سلسلة خطية من الأحماض الأمينية. التركيب الثنائي، يكون البروتين ملتف حول نفسه إما على شكل حلزون ألفا (α-helix) أو صحيفة بيتا(β-sheet). التركيب الثلاثي، وهو الشكل الثلاثي الأبعاد للبروتين. التركيب الرباعي، هو تركيب البروتين المكون من عدة وحدات ببتيدية. البروتينات التي تستهلك في الغذاء يتم تكسيرها إلى أحماض أمينية أو ثنائي الببتيد في الأمعاء الدقيقة، ثم يتم امتصاصها. ويمكن أن تتحد بعد ذلك لتكوين بروتين جديد. يمكن للنباتات والبكتيريا أن تصنع كل العشرين حمض أميني, بينما الإنسان والحيوان يمكنهم تصنيع نصفها فقط. لذلك هناك أحماض أمينية تسمى الضرورية وهي التي لا يمكن تصنيعها داخل الجسم, والغير ضرورية وهي التي يمكن تصنيعها.

الدهـــون:

معظم الدهون لديها بعض الخصائص القطبية بجانب كونها غير قطبية بشكل كبير. بشكل عام تركيبها العام غير قطبي أو كاره للماء (hydrophobic), بمعنى أنه لا يتفاعل مع المذيبات القطبية مثل الماء. جزء آخر من تركيبها هو الجزء المحب للماء (hydrophilic) ويكون له القابلية للارتباط بالمذيبات القطبية. مما يجعل جزيء الدهون محب وكاره للماء في نفس الوقت (amphiphilic). الدهون جزء مهم من غذائنا اليومي. أغلب الزيوت ومشتقات الحليب التي نستخدمها للطبخ والأكل مثل الزبدة والجبنة تتكون من دهون. الزيوت النباتية غنية بالدهون العديدة الغير مشبعة. الدهون في الجسم يتم تكسيرها إلى أحماض دهنية وجليسرول وهي آخر نواتج لعملية الهضم.

الأحماض النووية:

الحامض النووي هو جزيء كبير، معقد، وزنه الجزيئي عال, تتكون من سلسلة من النيوكليوتيدات ويحمل الصفات الوراثية. أكثر أنواع الأحماض النووية شيوعا هي الحامض النووي الريبوزي منقوص الأوكسجين (DNA) والحامض

النووي الريبوزي (RNA). الأحماض النووية توجد في كل الخلايا الحية والفيروسات. بجانب كونها المادة الوراثية للخلية، فإنها تلعب دورا في كونها تعتبر مراسلا ثانيا، كما أنها تشكل قاعدة جزيء مادة (ATP) وهي مصدر الطاقة لكل الكائنات الحية. الأحماض النووية سميت بهذا الاسم بسبب وجودها داخل نواة الخلية. والمونومرات المكونة لها تسمى نيوكليوتيدات وكل نيوكليوتيدة تتكون من ثلاثة أجزاء: قاعدة نيتروجينية (إما بيورين أو بيريميدين)، وسكر خماسي، ومجموعة فسفور. النيوكليوتيدات تختلف عن بعضها في نوع السكر وفي نوع القاعدة النيتروجينية.

علاقة الكيمياء الحيوية بغيرها من العلوم الحيوية المختصة بالجزيئات:

الباحثون في مجال الكيمياء الحيوية يستخدمون تقنيات متعلقة بالكيمياء الحيوية لكنهم يدمجونها بنحو متزايد بتقنيات من علم الوراثة, والأحياء الجزيئية, والأحياء الفيزيائية. لا يوجد فرق كبير بين هذه التخصصات من ناحية المحتوى والتقنيات المستخدمة. واليوم بالكاد نفرق بين مصطلح الكيمياء الحيوية والأحياء الجزيئية.

- الكيمياء الحيوية: هي علم دراسة المواد الكيميائية والعمليات الحيوية داخل جسم الكائن الحي. وتركز على تركيب ووظيفة الجزيء الحيوي.
- علم الوراثة: دراسة أثر الاختلافات الوراثية على الكائنات الحية. ويستدل على الاختلافات بغياب مادة طبيعية من جسم الكائن الحي.
- الأحياء الجزيئية: علم يدرس الأسس التي تقوم عليها عمليات التكرار والنسخ والترجمة للمادة الوراثية.

قائمة الجزيئات الحيوية:

- حمض الأبيتيك (بالإنجليزية: Abietic acid)
- حمض الخل (بالإنجليزية: Acetic acid)

- أستيل كولين
- أكتينومايسين د (بالإنجليزية: Actinomycin D)
- أدينوزين
- أدينوزين أحادي الفوسفات
- أدينوزين أحادي الفوسفات حلقي
- أدينوزين ثنائي الفوسفات
- أدينوزين ثلاثي الفوسفات
- أدينلات سيكلاز
- أدينتول
- أدرينالين، إيبينفرين
- Adrenocorticotropic hormone (ACTH)
- أفلاتوكسين
- ألانين
- آغار (بالإنجليزية: Agar)
- ألبومين
- ألدوستيرون
- ستيرويد ابتنائي (بالإنجليزية: Anabolic steroid)
- حمض أميني
- ألدوستيرون (بالإنجليزية: Aldosterone)
- Aleurone
- Alpha-amanitin
- ألانتوين (بالإنجليزية: Allantoin)
- see, A-Amanatin Alpha-amanitin
- Anethole
- Angiotensinogen
- أميلاز (see also α-amylase)

- Angiotensinogen
- Antidiuretic hormone (ADH)
- أرابينوز (بالإنجليزية: Arabinose)
- أرجينين
- حمض الأسكوربيك (بالإنجليزية: Ascorbic acid) (فيتامين سي)
- أسبارجين
- حمض الأسبارتيك
- Asymmetric dimethylarginine
- Atrial-natriuretic peptide (ANP)
- أزاديراشتين $_{16}O_{44}H_{35}$Azadirachtin A – C
- بيليروبين (بالإنجليزية: Bilirubin)
- بوليمر حيوي (بالإنجليزية: Biopolymer)
- بيوتين (فيتامين إتش)
- بروسين (بالإنجليزية: Brucine)
- كادافيرين (بالإنجليزية: Cadaverine)
- كافئين
- كالسيفيرول (فيتامين دي)
- كالسيتونين (بالإنجليزية: Calcitonin)
- كالمودولين (بالإنجليزية: Calmodulin)
- Calreticulin
- كافور (بالإنجليزية: Camphor)
- كاننابينول (بالإنجليزية: Cannabinol)
- كابسيسين (بالإنجليزية: Capsaicin)
- كاربوهيدراز (بالإنجليزية: Carbohydrase)
- سكريات (بالإنجليزية: Carbohydrate)

- كارنيتين (بالإنجليزية: Carnitine)
- Carrageenan
- كاسئين (بالإنجليزية: Casein)
- كاسبيز (بالإنجليزية: Caspase)
- سيللولاز (بالإنجليزية: Cellulase)
- سيللوز (بالإنجليزية: Cellulose)
- Chaparonin
- Chitin
- A-Chloralose
- كلوروفيل (بالإنجليزية: Chlorophyll)
- Cholecystokinin (CCK)
- كولستيرول (بالإنجليزية: Cholesterol)
- كولين (بالإنجليزية: Choline)
- Chondroitin sulfate
- Cinnamaldehyde
- سترال (بالإنجليزية: Citral)
- Citric acid
- سيترينين (بالإنجليزية: Citrinin)
- سترونلال (بالإنجليزية: Citronellal)
- سترونلول (بالإنجليزية: Citronellol)
- سيترولين (بالإنجليزية: Citrulline)
- كوبالامين (بالإنجليزية: Cobalamin) (فيتامين بي12)
- كوإنزيم (بالإنجليزية: Coenzyme)
- كوإنزيم كيو (بالإنجليزية: Coenzyme Q)
- كوإنزيم آ
- كولشيسين (بالإنجليزية: Colchicine)

- كولاجين
- كونيئين (بالإنجليزية: Coniine)
- كورتيكوستيروئيد (بالإنجليزية: Corticosteroid)
- كورتيكوستيرون (بالإنجليزية: Corticosterone)
- الهرمون المحرر للكورتيكوتروبين (بالإنجليزية: Corticotropin-releasing hormone)
- كورتيزول (بالإنجليزية: Cortisol)
- كرياتين (بالإنجليزية: Creatine)
- كرياتين كيناز (بالإنجليزية: Creatine kinase)
- بلوري (بالإنجليزية: Crystallin)
- A-Cyclodextrin
- glycosyltransferase Cyclodextrin
- سيستيئين (بالإنجليزية: Cysteine)
- سيستين (بالإنجليزية: Cystine)
- سيتيدين
- سيتوكالاسين دي (بالإنجليزية: Cytochalasin D)
- سيتوكالاسين إي
- سيتوكروم
- سيتوكروم سي
- سيتوكروم سي بيروكسيداز (بالإنجليزية: Cytochrome c peroxidase)
- سيتوكروم سي أكسيداز
- سيتوكين (بالإنجليزية: Cytokine)
- سيتوزين (بالإنجليزية: Cytosine)
- حمض ديوكسي كوليك (بالإنجليزية: Deoxycholic acid)
- ديوكسي ريبوفورانوز (بالإنجليزية: Deoxyribofuranose)

- ريبوز منقوص الأكسجين (بالإنجليزية: Deoxyribose)
- دنا (DNA)
- ديكستران (بالإنجليزية: Dextran)
- ديكسترين (بالإنجليزية: Dextrin)
- رنا
- دوبامين (بالإنجليزية: Dopamine)
- إنزيم (بالإنجليزية: Enzyme)
- إفدرين (بالإنجليزية: Ephedrine)
- إيبينفرين (بالإنجليزية: Epinephrine)
- حمض الإيركوسيك
- إريتريتول (بالإنجليزية: Erythritol)
- Erythropoietin (EPO)
- إسترادبول (بالإنجليزية: Estradiol)
- إيوغينول (بالإنجليزية: Eugenol)
- حمض دسم (بالإنجليزية: Fatty acid)
- فيبرين
- فيبرينوستين
- حمض الفوليك (فيتامين إم)
- Follicle stimulating hormone (FSH)
- فورم ألدهيد (بالإنجليزية: Formaldehyde)
- حمض النمل (بالإنجليزية: Formic acid)
- فورسكولين (بالإنجليزية: Forskolin)
- غاما غلوبولين (بالإنجليزية: Gamma globulin)
- غالاكتوز Galactose

- غاما أمينو بوتيريك أسيد = غاما-أمينو حمض الزبدة = غابا -Gamma aminobutyric acid
- غاما بوتيرولاكتون (بالإنجليزية: Gamma-butyrolactone)
- غاما هيدروكسيبوتيرات Gamma-hydroxybutyrate (GHB)
- غاسترين (بالإنجليزية: Gastrin)
- جيلاتين (بالإنجليزية: Gelatin)
- جيرانيول (بالإنجليزية: Geraniol)
- غلوبولين (بالإنجليزية: Globulin)
- غلوكاكون (بالإنجليزية: Glucagon)
- غلوكوزأمين (بالإنجليزية: Glucosamine)
- غلوكوز – $_6O_{12}H_6C$
- غلوكوز اكسيداز
- غلوتن (بالإنجليزية: Gluten)
- جمض غلوتاميك (بالإنجليزية: Glutamic acid)
- غلوتامين (بالإنجليزية: Glutamine)
- غلوتاتيون (بالإنجليزية: Glutathione)
- غليسيرين (غليسرول)
- غليسين (بالإنجليزية: Glycine)
- غليكوجين (بالإنجليزية: Glycogen)
- حمض الغليكوليك (بالإنجليزية: Glycolic acid)
- غليكوليبيد (بالإنجليزية: Glycolipid)
- غليكوبروتين (بالإنجليزية: Glycoprotein)
- hormone Gonadotropin-releasing
- غرانزيم (بالإنجليزية: Granzyme)
- Green fluorescent protein

- هرمون النمو (بالإنجليزية: Growth hormone)
- الهرمون المحرر لهرمون النمو (بالإنجليزية: Growth hormone-releasing hormone)
- جي.تي.باز (بالإنجليزية: GTPase)
- غوانين (بالإنجليزية: Guanine)
- غوانوزين (بالإنجليزية: Guanosine)
- غوانوزين ثلاثي الفوسفات (+GTP Guanosine triphosphate)
- هابتوغلوبين (بالإنجليزية: Haptoglobin)
- هيماتوزيلين (بالإنجليزية: Hematoxylin)
- هيم (بالإنجليزية: Heme)
- هيميريترين (بالإنجليزية: Hemerythrin)
- هيموسيانين (بالإنجليزية: Hemocyanin)
- هيموغلوبين (بالإنجليزية: Hemoglobin)
- هيموبروتين (بالإنجليزية: Hemoprotein)
- ليبوبروتين عالي الكثافة (بالإنجليزية: High density lipoprotein)
- هستامين (بالإنجليزية: Histamine)
- هستدين (بالإنجليزية: Histidine)
- هستون(بالإنجليزية: Histone)
- هستون ميثيل ترانسفيراز H(بالإنجليزية: istone methyltransferase)
- HLA antigen
- هوموسيستيئين (بالإنجليزية: Homocysteine)
- هورومون (بالإنجليزية: Hormone)
- Human chorionic gonadotrophin
- هرمون النمو البشري (بالإنجليزية: Human growth hormone)
- Hyaluronidase

- هيدروجين بيروكسيد (بالإنجليزية: Hydrogen peroxide)
- هيروكسيبرولين (بالإنجليزية: Hydroxyproline)
- 5هيروكسي تريبتامين (بالإنجليزية: Hydroxytryptamine = سيروتونين
- إنديغو (بالإنجليزية: Indigo)
- إندول (بالإنجليزية: Indole)
- Inosine
- إينوزيتول (بالإنجليزية: Inositol)
- أنسولين (بالإنجليزية: Insulin)
- عامل نمو شبيه بالأنسولين (بالإنجليزية: Insulin-like growth factor)
- إنتغرين (بالإنجليزية: Integrin)
- membrane protein Integral
- إنتيغراز (بالإنجليزية: Integrase)
- إنتئين (بالإنجليزية: Intein)
- إنتيفيرون (بالإنجليزية: Interferon)
- إنولين (بالإنجليزية: Inulin)
- إيونون (بالإنجليزية: Ionone)
- إيزوليوسين (بالإنجليزية: Isoleucine)
- cluster Iron-sulfur
- كيراتين (بالإنجليزية: Keratin)
- كيناز (بالإنجليزية: Kinase)
- لاكتاز (بالإنجليزية: Lactase)
- حمض اللبن (بالإنجليزية: Lactic acid)
- لاكتوز (بالإنجليزية: Lactose)
- لانولين (بالإنجليزية: Lanolin)

- حمض الغار (بالإنجليزية: Lauric acid)
- ليبتين (بالإنجليزية: Leptin)
- ليوسين (بالإنجليزية: Leucine)
- ليغنين (بالإنجليزية: Lignin)
- ليمونين (بالإنجليزية: Limonene)
- لينالول (بالإنجليزية: Linalool)
- حمض اللينوليئيك (بالإنجليزية: Linoleic acid)
- حمض اللينوليني (بالإنجليزية: Linolenic acid)
- ليباز (بالإنجليزية: Lipase)
- دسم (بالإنجليزية: Lipid)
- anchored protein Lipid
- ليبوأميد (بالإنجليزية: Lipoamide)
- ليبوبروتين (بالإنجليزية: Lipoprotein)
- ليبوبروتين منخفض الكثافة Low density lipoprotein، LDL
- الهرمون الملوتن (LH Luteinizing hormone)
- ليكوبين (بالإنجليزية: Lycopene)
- ليزين
- ليزوزيم (بالإنجليزية: Lysozyme)
- حمض الماليك = حمض التفاح (بالإنجليزية: Malic acid)
- مالتوز (بالإنجليزية: maltose)
- ميلاتونين (بالإنجليزية: Melatonin)
- بروتين غشائي (بالإنجليزية: Membrane protein)
- بروتين معدني (بالإنجليزية: Metalloprotein)
- ميتالوثيونين (بالإنجليزية: Metallothionein)

- ميثيونين (بالإنجليزية: Methionine)
- مونومير (بالإنجليزية: Monomer)
- ميوغلوبين (بالإنجليزية: Myoglobin)
- نافتوكينون (بالإنجليزية: Naphthoquinone)
- نياسين أو حمض النيكوتين (فيتامين بي3)
- نيتروسيللوز (بالإنجليزية: Nitrocellulose)
- ناقل عصبي (بالإنجليزية: Neurotransmitter)
- نورأدرينالين, نورإيبينفرين
- نوكلياز (بالإنجليزية: Nuclease)
- نوكليوتيد (بالإنجليزية: Nucleotide)
- حمض نووي (بالإنجليزية: Nucleic acid)
- نوكليوزيد (بالإنجليزية: Nucleoside)
- نوكليوتيد (بالإنجليزية: Nucleotide)
- إيستروجينات (بالإنجليزية: Oestrogens)
- أوليغوببتيد (بالإنجليزية: Oligopeptide)
- أوليغومايسين (بالإنجليزية: Oligomycin)
- أورسين (بالإنجليزية: Orcin)
- أوروكسين (بالإنجليزية: Orexin)
- أورنيثين (بالإنجليزية: Ornithine)
- حمض الحماض (بالإنجليزية: Oxalic acid)
- أكسيداز (بالإنجليزية: Oxidase)
- أوكسيتوسين (بالإنجليزية: Oxytocin)
- PABA أو (بالإنجليزية: para-Aminobenzoic acid)
- باكليتاكسيل (بالإنجليزية: Paclitaxel)

- حمض النخل (بالإنجليزية: Palmitic acid)
- حمض البانتوثينيك (بالإنجليزية: Pantothenic acid) (فيتامين بي5)
- هرمون جارات الدرق PTH) Parathyroid hormone)
- بارابروتين (بالإنجليزية: Paraprotein)
- باراداكسين (بالإنجليزية: Pardaxin)
- ببتيداز (بالإنجليزية: Peptidase)
- ببسين (بالإنجليزية: Pepsin)
- ببتيد (بالإنجليزية: Peptide)
- بروتين غشائي محيطي (بالإنجليزية: Peripheral membrane protein)
- فينيتيلامين (بالإنجليزية: Phenethylamine)
- فينيل ألانين (بالإنجليزية: Phenylalanine)
- فوسفاجين (بالإنجليزية: Phosphagen)
- فوسفاتاز (بالإنجليزية: Phosphatase)
- فوسفوليبيد (بالإنجليزية: Phospholipid)
- acid Phytic
- هرمونات نباتية (بالإنجليزية: Plant hormones)
- متعدد ببتيد (بالإنجليزية: Polypeptide)
- متعدد فينول (بالإنجليزية: Polyphenol)
- متعدد سكاريد (بالإنجليزية: Polysaccharide)
- بورفيرين (بالإنجليزية: Porphyrin)
- بريون (بالإنجليزية: Prion)
- بروجيسترون Progesterone
- برولاكتين PRL) Prolactin)

- برولين (بالإنجليزية: Proline)
- حمض البروبيوني (بالإنجليزية: Propionic acid)
- بروتامين (بالإنجليزية: Protamine)
- بروتياز (بالإنجليزية: Protease)
- بروتين (بالإنجليزية: Protein)
- بروتينوئيد (بالإنجليزية: Proteinoid)
- Putrescine
- Pyrethrin
- بيريدوكسين أو بيريدوكسامين (فيتامين بي6)
- بيروليزين (بالإنجليزية: Pyrrolysin)
- حمض البيروفي (بالإنجليزية: Pyruvic acid)
- كينون (بالإنجليزية: Quinone)
- رافينوز (بالإنجليزية: Raffinose)
- رينين (بالإنجليزية: Renin)
- ريتينين (بالإنجليزية: Retinene)
- ريتينول (فيتامين آ)
- ريبوفلافين (فيتامين بي2)
- ريبوفورانوز، ريبوز
- ريسين (بالإنجليزية: Ricin)
- رنا
- سافرول (بالإنجليزية: Safrole)
- Salicylaldehyde
- حمض السالسليك (بالإنجليزية: Salicylic acid)
- Salvinorin-A – $C_{23}H_{28}O_{8}$
- صابونين (بالإنجليزية: Saponin)

- Secretin
- Selenocysteine
- Selenomethionine
- Selenoprotein
- سيرين (بالإنجليزية: Serine)
- kinase Serine
- سيروتونين (بالإنجليزية: Serotonin)
- Skatole
- recognition particle Signal
- سوماتوستاتين
- حمض السوربيك (بالإنجليزية: Sorbic acid)
- إسكوالين (بالإنجليزية: Squalene)
- Staurosporin
- حمض الستياريك (بالإنجليزية: Stearic acid)
- Sterigmatocystin
- ستيرول (بالإنجليزية: Sterol)
- ستركنين (بالإنجليزية: Strychnine)
- سكر الطعام (بالإنجليزية: Sucrose)
- سكرs (in general)
- Superoxide

T

- Toxin T2
- acid Tannic
- Tannin
- Tartaric acid
- Taurine
- Tetrodotoxin
- Tyrosine kinase
- Testosterone
- Thapsigargin
- Thaumatin

- HCl ·$OS_4ClN_{17}H_{12}C$ – (Vitamin B1) Thiamine
- ثريونين
- Thrombopoietin
- Thymidine
- ثايمين (بالإنجليزية: Thymine)
- (B1 Vitamin) Thiamine
- C Triacsin
- (TSH) hormone Thyroid-stimulating
- (TRH) hormone Thyrotropin-releasing
- (T4) Thyroxine
- (E Vitamin) Tocopherol
- Topoisomerase
- (T3) Triiodothyronine
- receptor Transmembrane
- A Trichostatin
- hormone Trophic
- تربسين (بالإنجليزية: Trypsin)
- تربتوفان (بالإنجليزية: Tryptophan)
- Tubulin
- Tunicamycin
- تيروسين (بالإنجليزية: Tyrosine)

U

Ubiquitin

- يوراسيل (بالإنجليزية: Uracil)
- يوريا (بالإنجليزية: Urea)
- Urease
- $_3O_4N_4H_5C$ – Uric acid
- Uridine

V

- فالين (بالإنجليزية: Valine)
- فالينوميسين (بالإنجليزية: Valinomycin)
- Vanabins
- Verruculogen
- (general in) Vitamins
- (retinol) Vitamin A
- Vitamin B
    - (thiamine) B1 Vitamin
    - (riboflavin) B2 Vitamin
    - (acid nicotinic or niacin) B3 Vitamin
    - (adenine) B4 Vitamin
    - (pantothenic acid) B5 Vitamin
    - (pyridoxamine or pyridoxine) B6 Vitamin
    - (cobalamin) B12 Vitamin
- (acid ascorbic) Vitamin C
- (calciferol) Vitamin D
- (tocopherol) Vitamin E
- F Vitamin
- (biotin) Vitamin H
- (acid folic) Vitamin M
- (acid nicotinic or niacin) Vitamin P
- S Vitamin

W

- ماء (بالإنجليزية: Water)
- Wortmannin

X

Xylose

Y

- Zearalenone

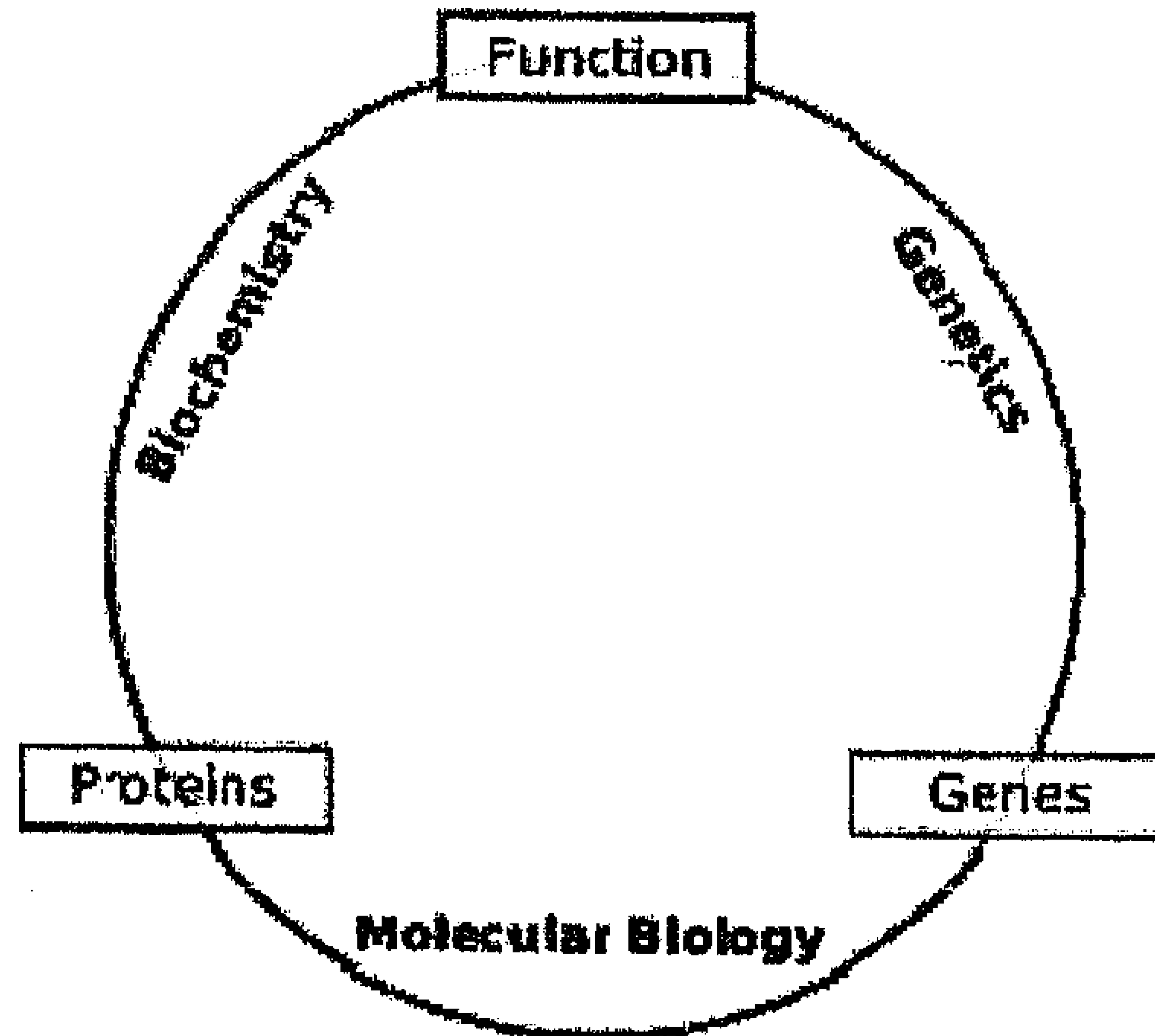
علم الأحياء الجزيئي:

يقوم علم الأحياء الجزيئي أو البيولوجيا الجزيئية (بالإنجليزية: Molecular biology) بدراسة الأحياء على المستوى الجزيئي، لذلك فهو يتداخل مع كلا من علم الأحياء والكيمياء في عدة فروع ويتقاطع مع الكيمياء الحيوية وعلم الوراثة في عدة مناطق وتخصصات. تهتم البيولوجيا الجزيئية بدراسة مختلف العلاقات المتبادلة بين كافة الأنظمة الخلوية وبخاصة العلاقات بين الدنا والرنا وعملية الاصطناع البروتيني إضافة إلى آليات تنظيم هذه العملية وكافة العمليات الحيوية.

يصف وليم أستبوري علم الأحياء الجزيئي في مقالة له في مجلة نيتشر:

"... بأنه ليس تقنية بل هو مقاربة، مقاربة من وجهة نظر ما يدعى بالعلوم الأساسية مع فكرة موجهة للبحث ضمن الحقائق والخطوط العريضة لعلم الأحياء عن خطة جزيئية موافقة. إنه علم يهتم أساسا بأشكال الجزيئات الحيوية و... بشكل أكثر تحديدا على البنى الثلاثية الأبعاد والتشكيلات البنيوية بحيث لا تقتصر فقط على الدراسة الشكلية مورفولوجيا بل تتعداها لتدرس التشكل genesis والوظيفة."

العلاقة بعلوم الأحياء الأخرى على المستوى الجزيئي:



رسم توضيحي للعلاقة بين الكيمياء الحيوية، وعلم الوراثة، وعلم الأحياء الجزيئي

الباحثون في الأحياء الجزيئية استخدموا تقنيات محددة منشؤها علم الأحياء الجزيئي، ولكن مع تزايد الجمع بين هذه الأفكار من تقنيات وعلم الوراثه وعلم الكيمياء الحيويه والفيزياء الحيويه مع انه ليس هناك ترابط بين هذه المجالات كما كان من قبل. الشكل التالي يمثل مخطط علاقه بين بعض تلك المجالات:

- الكيمياء الحيوية: هي دراسة المواد الكيميائية والعمليات الحيوية اللذان يحدثان في الكائنات الحيّة.
- علم الوراثة: هو دراسة تأثيرِ الاختلافات الوراثيةِ على الكائنات الحية.

كثيرا ما يمكننا هذا من الاستدلال علي غيابِ مكوّن طبيعي (ومثال على ذلك: – جين واحد).

دراسة "المسوخ" الكائنات التي تفتقر الي واحد أو أكثر من العناصر الفنية فيما يتعلق بما يسمي " بالنوعِ البرّيِ " أو نمط ظاهري طبيعي. التفاعلات الوراثية مثل epistasis يمكن أن تفند تفسيرات بسيطة في أغلب الأحيان مثل هذه الدراسات "القاضية".

- علم الأحياء الجزيئي: دراسة الاسس الجزيئيه من عمليه النسخ والاستنساخ والترجمه الجينيه. العقيدة المركزية لعِلْمِ الأحياء الجزيئيِ حيث أنّ مادّة وراثية نُسِختْ إلى آر إن أي وبعد ذلك ترجمتْ إلى البروتينِ، على الرغم مِنْ أنْ هناكَ صورةَ مُبَالَغة في تبسيط علم الأحياء الجزيئي، ولا يزال يوفر نقطه انطلاق جيده لفهم الميدان. بيد ان هذه الصوره يجري تنقيحها في ضوء الادوار الجديده الناشئه للرنا.

مُعظم العملِ في علم الأحياء الجزيئي كمي، تم انجاز الكثير من العمل المشترك في البيولوجيا الجزيئيه وعلوم الحاسوب والمعلوماتية الحيوية وعلم الأحياء الحسابي. اعتبارا من مطلع القرن العشرين، ودراسة بنية الجينات وعلم الوراثة الجزيئية كان الحقلِ الثانويِ الأبرزِ لعلم الأحياء الجزيئي.

تركز على نحو متزايد العديد من الحقلِ الأخرى لعلمِ الأحياء على الجزيئات، إما دراسة مباشرة لتفاعلاتهم في أماكن تواجدهم مثل في علم الأحياء الخلوي وعلمِ الأحياء التطوريِ، أو بشكل غير مباشر، حيث تقنيات علمِ الأحياء الجزيئيِ تستعمل لاستنتاج الخواص التأريخية من السكان أو النوع، كما في مجالات علم الأحياء المتطورة مثل علمِ وراثة السكان وعلم الوراثة العرقي phylogenetics. وهناك أيضا تقاليد عريقه دراسة الجزيئات البيولوجية "من الصفر" في الفيزياء الحيوية.

تقنيات الأحياء الجزئية:

منذ أواخر خمسينات وأوائل الستّينات، تعلم علماء الأحياء الجزيئي كيفية تمييز وعزل ومعالجة المكونات الجزيئية للخلايا والكائنات الحية. تتضمّن هذه [2]نات الدنا (DNA) مستودع المعلومات الوراثية؛ الرنا (RNA) الشبيه بالدي إن أي (DNA). الذي تَتراوحُ وظائفها مِنْ العَمَل كالنسخة العاملة المؤقتة ل (DNA) دنا إلى هيكلية فعلية ومهام انزيمية كذلك الوظيفيه والهيكليه من أجهزة النقل. والبروتين هو الهيكل الرئيسي والنوع الانزيمي للجزيئات في الخليه.

علم العقاقير:

علم العقاقير أو علم تشخيص العقاقير (Pharmacognosy) هو العلم الذي يدرس النواتج الدوائية ضمن العقاقير أي النباتات الطبية، وغالبا ما يتعامل مع هذ المنتجات بشكلها الأساسي غير المستخلص في الأجزاء النباتية (ضمن الأوراق أو الأغصان أو الجذور). الاسم اللاتيني يتألف من قسمين: pharmakon بمعنى دواء medication أو (drug) وgnosis بمعنى معرفة knowledge.كلمة علم العقاقير تم استخدامها للاول مره من قبل الطبيب النمساوي شميت في عام 1811م و1815م في عمل كان تحت عنوان Analecta Pharmacognostica.بشكل مبسط إذا كان علم التصنيف يعتمد على مظاهر شكلية كشكل الأزهار في تعريف وتمييز النباتات فإن علم العقاقير يعتمد على طرق تشخيص مجهرية، تشريحية، كيميانباتية phytochemical.

يتضمن أيضا علم العقاقير دراسة الخصائص الفيزيائية والكيميائية والبيولوجية والبيوكيميائية للعقار والمؤثرات المحتملة للدواء أو الأدوية المستخلصة من المواد الطبيعية وكذلك في البحث عن أدوية جديدة من مصادر طبيعية. كما يشمل البحث عن مواد طبية طبية جديدة ضمن المملكة النباتية. في الاصل في القرن الــ 19 وبداية القرن 20 تم استخدام كلمة العقاقير على فرع الطب أو العلوم الذي يتعامل مع العقار بشكله الخام أو بشكل لم يتم إعداده جيدا أو لمسه. العقاقير الخام هي المجففة، ومواد من أصل نباتي أو حيواني غير معده بشكل جيد وتستخدم في مجال الطب. وقد وضعت أول دراسة هذه المواد تحت اسم pharmakognosie في المناطق الناطقة بالألمانية في أوروبا، بينما المناطق ذات لغة أخرى غالبا ما تستخدم مصطلح ميديكا المادية القديمة مأخوذة من أعمال جالينوس وديسقوريدس. في اللغة الألمانية تستخدم كلمة drogenkunde ("علم العقاقير الخام") بشكل مترادف. وفي وقت متأخر من بداية القرن 20 كان الموضوع قد تطور بشكل أساسي في الجانب النباتي. كونه متعلق بشكل خاص في وصف وتحديد العقار في حالته الطبيعية (في شكل الجذور أو الأورق أو الثمار) أو في شكل مسحوق. هذه الفروع من العقاقير لا تزال ذات أهمية أساسية، ولا سيما لتحديد دستور الدواء وأغراض مراقبة الجودة ولكن التطور السريع في مجالات أخرى توسعت بشكل كبير في هذا الموضوع. على الرغم من أن معظم الدراسات تركز على النباتات الصيدلانية والأدوية المستمدة من النباتات. وأيضا أنواع أخرى من الكائنات الحية ولا سيماأنواع مختلفة من الميكروبات (بكتيريا أو الفطريات) ومؤخرا دخلت العديد من الكائنات البحرية من ضمن الاهتمام. وفقا لquackwatch العقاقير هو "علم الأدوية من المصادر الطبيعية". وهناك تعار يف أخرى أكثر شمولا، بالاعتماد على مجموعة واسعة من الموضوعات الحيوية، بما في ذلك علم النبات، علم النبات الإثني والانثروبولوجيا الطبية، وعلم الأحياء البحرية، وعلم الأحياء المجهرية، طب الأعشاب، والكيمياء والتكنولوجيا الحيوية

والكيمياء النباتية وعلم الأدوية، الصيدلانيات، الصيدلة السريرية والممارسات الصيدلية. ويمكن تقسيم هذه الدراسة المعاصرة للعلم العقاقير في مجالات التالية:

- ethnobotany medical: دراسة استخدام النباتات التقليدية لأغراض طبية.
- ethnopharmacology: دراسة الصفات الدوائية من المواد الطبية التقليدية.
- phytotherapy: دراسة العلاج بالنباتات (استخدام الأدوية من المستخلصات النباتية).
- Phytochemistry الكيمياء النباتية: ودراسة المواد الكيميائية المشتقة من النباتات (بما في ذلك تحديد المرشحين من العقارات الجديدة المستمدة من مصادر نباتية).
- Zoopharmacognosy: العملية التي يعالج فيها الحيوان ذاتيا. من خلال تحديد واستخدام النباتات والتربة والحشرات لعلاج والوقاية من المرض.
- pharmacognosy marine العقاقير البحرية: ودراسة المواد الكيميائية المشتقة من الكائنات البحرية.

في المؤتمر التاسع للجمعية الإيطالية للعقارات ذكر أن العودة الحالية للتداوي بالأعشاب كان ينعكس بشكل واضح في زيادة تسويق هذه المنتجات. في عام 1998 أحدث الأرقام المتاحة لأوروبا، بلغ إجمالي مبيعات الأدوية اللاوصفية من المنتجات الطبية العشبية 6 مليارات دولار، مع الاستهلاك بالنسبة لألمانيا من 2.5 مليار دولار وفرنسا 1.6 مليار دولار وإيطاليا 600 مليون دولار. في الولايات المتحدة، حيث استخدام المنتجات العشبية لم تكن منتشرة كما هو الحال في قارة أوروبا وصلت مبيعات السوق لجميع الإعشاب ذروتها في عام 1998 حوالي 700 مليار دولار. ولا تزال المملكة النباتية تحمل الكثير من أنواع النباتات التي تحتوي على مواد ذات قيمة دوائية والتي لم يتم اكتشافها ويتم فحص كمية كبيره من النباتات باستمرار لمعرفة قيمتها الدوائية.

يدخل علم العقاقير حاليا بعد اعتماده على طرق كيميائية خاصة تحليلية متطورة ضمن نطاق الكيمياء لكن جذوره موجودة في الصيدلة، ومعظم العلماء الذين يعتبرون أنفسهم مختصين في علم العقاقير يتواجدون في كليات الصيدلة.

مشاكل التداوي بالأعشاب:

الجزء من علم العقاقير الذي يركز على استخدام العقاقير الخام أو العقار الشبه نقي ومنشؤها من الطبيعة يسمي العلاج بالنباتات أو التداوي بالأعشاب ويعتبر أشهرها وأكثرها جدلا في مجال العقاقير. على الرغم من أن التداوي بالأعشاب تعتبر في بعض الأحيان من الطب البديل، وعندما تجرى بطريقة مهمة، يمكن اعتبارها الدراسة العلمية عن آثار والاستخدام السريري للأدوية العشبية.

المكونات والتآزر الدوائي:

واحدة من ميزات مواد العقار الخام هو أن المكونات قد يكون لها اثر عكسي أو معتدل أو تعزيزي. بالتالي، فإن الأثر النهائي لأية مواد عقار الخام تكون نتاج التفاعل بين المواد المكونة وتأثير كل مكون من تلقاء نفسه ولدراسة فعالية الوجود وتأثير هذه التداخلات والتفاعلات يجب على الدراسات العلمية أن تختبر تأثير هذه المكونات المتعددة في وقت واحد وعلى نفس طريقة وفي نفس الظروف. كما يؤكد العشابون أن تأثير النبات يعتمد على تضافر الجهود لأنشطتها والنباتات ذات المستويات العالية من المكونات الفعالة مثل ginsenosides (الموجدودة في نبات الجنسنج) وhypericin قد لا تتطابق مع قوة الأعشاب في أشكالها الصيدلية أو الأدوية العشبية لا يمكن قياس الآثار العلاجية للنبات ما لم يتم تحديد العنصر الفعال أو المواد المساعدة أو استخدام النبات بشكل كامل. واحدة من طرق تحديد قوة النبات هي من خلال استخلاص مركب واحد أو عدة مركبات يعتقد أنها أساس الفعالية البيولوجية. ومع ذلك يعتقد كثير من العشابين أن العنصر الفعال في النبات هو النبات نفسه. 'نص غليظ' (الأعشاب والتداخلات الدوائية) أشارت دراسة التداخلات العشبية الدوائية أن أغلب التدخلات الدوائية العشبية تحدث في أربع

مجموعات أساسية من الأدوية وهي موانع التجلط ومثبطات الأنزيم البروتيني وجليكوسيدات القلبية والسيكلوسبورين المثبط للمناعة.

علم السموم:

علم السموم (بالإنجليزية: toxicology) هو فرع من علم الأحياء, والكيمياء, والطب يختص بدراسة تأثير المواد الكيميائية على أجسام الكائنات الحية وخصوصا تأثيرها على جسم الأنسان. يقوم علم السموم بدراسة الآثار الجانبية للمواد الكيميائية على الكائنات الحية والأعراض التي تحدثها هذه المواد الكيميائية السامة والآليات التي سببت هذه الأعراض وطرق علاجها وكيفية الكشف عن هذه المواد السامة.

نشأة علم السموم:

الطبيب اليوناني ديسقوريدس (Dioscorides) هو أول من حاول تصنيف النباتات حسب تأثيراتها السمية والعلاجية. ابن وحشية كتب كتابا عن السموم في القرن التاسع أو العاشر الميلادي. يعتبر ماثيواورفيلا (Mathieu Orfila) الأب الحديث لعلم السموم حيث أعطى هذا العلم صفته الرسمية عام 1813م في كتابه الذي أسماه (Traité des poisons). في عام 1850 قدم جين ستاس (Jean Stas) الأدلة على أن البلجيكي (de Bocarmé Hypolyte Visart) قتل أخاه عن طريق تسميمه بالنيكوتين. ثيوفراستوس فيليبوس (Theophrastus Phillipus Auroleus Bombastus von Hohenheim) الذي عاش بين عامي (1493–1541م) أيضا يعتبر أبا لعلم السموم. ينسب له القول التالي "كل الأشياء سامة ولا يوجد شيء بدون سمية, وحدها الجرعة هي ما تجعل الأشياء غير سامة". وتختصر هذه المقولة إلى "الجرعة تصنع السمية".

العلاقة بين الجرعة وأثرها على الكائن الحي الذي يتعرض لها تمثل أهمية قصوى في علم السموم. المعيار الرئيسي فيما يتعلق بسمية مادة كيميائية هي الجرعة (كمية التعرض للمادة). كل المواد تعتبر سامة في الظروف المناسبة. يشير

المصطلح LD50 إلى الجرعة من المادة السامة التي تقتل 50% من العينة المجرب عليها (غالبا ما تكون فئران أو بدائل أخرى عندما يتعلق الاختبار بالسمية على الإنسان).

سمية المواد الناتجة من عملية الأيض داخل الجسم:

العديد من المواد التي تعتبر سامة تؤدي تأثيرها السمي بشكل غير مباشر. مثال: [الكحول] أو الميثانول يتحول داخل الجسم عن طريق الكبد إلى فورمالديهيد وحمض الفورميك (formaldehyde and formic acid) وهاتان المادتان هما السبب في الأثر السام للكحول. بالنسبة للأدوية, العديد من الأدوية تتحول إلى سموم في الكبد, مثال على ذلك أسيتامينوفين (باراسيتامول) خصوصا عند الأشخاص المدمنين على الكحول. الاختلافات الجينية في بعض إنزيمات الكبد تجعل السمية تجاه بعض المواد تختلف من شخص لآخر. بعض الأدوية تصبح سامة إذا أعطيت مع أدوية أخرى. هناك أبحاث يقوم بها المتخصصون في علم السموم وتشمل: التعرف على إنزيمات الكبد التي تحول المركب إلى سم, وما هي نواتج هذا التحويل وتحت أي ظرف وفي أي من الناس يحدث هذا التحول.

التخصصات تحت علم السموم:

هناك العديد من التخصصات في مجال علم السموم والتي تهتم بجوانب حيوية وكيميائية مختلفة في هذه المنطقة. مثل:

- تأثير السموم علي الجينات toxicogenomics
- علم السموم المائية Aquatic toxicology)
- علم السموم الكيميائي (الصيدلاني) (Chemical (pharmaceutical) (toxicology
- Ecotoxicology
- علم السموم البيئي ((Environmental toxicology
- علم السموم في الطب الشرعي (Forensic toxicology)

- علم السموم النانوي(Nanotoxicology)
- علم السموم الطبي Medical toxicology))

علم السموم الكيميائي (الصيدلاني):

هو علم يشمل دراسة التركيب وآلية العمل المتعلقة بالتأثير السمي لمادة كيميائية. ويشمل الأبحاث بتقنيات حديثة متعلقة بجوانب كيميائية في علم الأدوية. الأبحاث في هذا المجال متعددة التخصصات بشكل كبير حيث تمتد إلى: الكيمياء الحاسوبية (computational chemistry), والكيمياء التصنيعية (synthetic chemistry), واكتشاف الأدوية (drug discovery), وأيض الأدوية (drug metabolism), وآلية العمل (mechanisms of action).

علم الصيدلانيات:



الصيدلانيات Pharmaceutics هو أحد أهم فروع الصيدلة و يعتبر من أساسياتها وهو العلم الذي يهتم بكل أوجه تحويل الأدوية الفعالة الجديدة إلى أشكال صيدلانية سواء في المصانع أو معامل تحضير الأدوية ,تتميز بالأمان والفعالية والملائمة لحالة المريض. لذلك يمكن اعتبار الصيدلانيات بأنه علم تصميم الأشكال الدوائية Dosage forms)

بعبارة أخرى، الصيدلانيات هي التي تهتم بتحويل المواد الدوائية الخام إلى أقراص أو كبسولات أو كريمات أو حقن وكافة الأشكال الصيدلانية الأخرى التي يمكن تناولها من قبل المريض بشكل ذاتي أو بمساعدة الآخرين. يتم اختيار الأشكال الصيدلية الملائم بناء على خواص المادة الدوائية الفيزيائية والكيميائية و مدي ثباتها وملائمتها لاستخدام المريض وللمرض الذي تعالجه، كذلك السرعة التي نريدها لإيصال الدواء تلعب دورا مهما في تحديد الشكل الدوائي المختار.

أهم اهداف علم الصيدلانيات:

ومن أهم اهداف علم الصيدلانيات هو تحضير أدوية ذات ثبات عالي سواء في البيئة الخارجية أو داخل جسم الإنسان بحيث تعطي التأثير المطلوب بعيدا عن التفاعلات العكسية. وهذا الهدف يعود بفوائد عديدة على المريض والمنتج الدوائي ومن هذه الفوائد ما يلي:

1. التقليل من الآثار الجانبية للدواء و يترتب على ذلك تقليل التكلفة الناتجة عن الحاجة إلى علاج هذه الآثار.
2. تقليل الأخطاء الدوائية الناتجة عن التحضير الغير مناسب للأدوية.
3. زيادة ثقة المرضى بالأدوية و المنتجات الصيدلانية الأخرى.
4. توفير أشكال مستحدثة مريحة للمريض من حيث الأمان والفاعلية وطريقة الاستخدام.

وهذا العلم يعتمد على مجموعة من العلوم التي يجب الإلمام بها لتحقيق الأهداف المطلوبة:

1. الفيزياء الكيميائية (Physical chemistry)
2. الكيمياء الطبية (Medicinal chemistry)
3. التشريح (Anatomy)
4. علم وظائف الأعضاء (physiology)

5. علم الأحياء الدقيقة (Microbiology)
6. الفيزياء الذرية (Atomic physics)
7. الهندسة الكيميائية للمواد

ومن أهم ما يقدمه علم الصيدلانيات هي الأشكال الصيدلانية المختلفة والتي تتناسب مع احتياجات عامة الناس والحالات المرضية المختلفة ومن هذه الأشكال الصيدلانية:

1. الأشكال الصيدلانية الصلبة: كالأقراص و الكبسولات.
2. الأشكال الصيدلانية السائلة: كالمحاليل و الشرابات و القطرات.
3. الأشكال الصيدلانية الشبة صلبة (semi solid): كالمراهم و الكريمات.
4. الأشكال الصيدلانية الغازية: كالبخاخات.

وهنا أيضا اعتبارات يجب أن يؤخذ بها في علم الصيدلانيات وهي أساسيات يرتكز عليها علم الصيدلانيات لتحضير الأشكال الصيدلانية المختلفة ونلخص هذه الاعتبارات فيها يلي:

1. المواد ذات التأثير العلاجي (active ingredients) والمواد الإضافية (excipients).
2. المرض أو الغرض الذي يستخدم من أجله الدواء.
3. الظروف المهيئة لتخزين المستحضر الصيدلاني (مثل: درجة الحرارة، الرطوبة).
4. نوع الغلاف أو العبوة التي يوضع فيها المستحضر.
5. الخواص الفيزوكيميائية (Physicochemical properties) للمواد الداخلة في تصنيع الدواء (مثل: الذائبية، الثباتية، تصنيفها إذا كانت حمض أو قاعدة).
6. الخواص الصيدلانية البيولوجية (Biopharmaceutical properties):

- موقع امتصاص الدواء سواء كان داخلي (Systemic) أو خارجي (Topical)
- الموقع الذي يعطي فيه الدواء التأثير العلاجي (site of action)

العلوم المتعلقة بعلم الصيدلانيات

- حركيات دوائية pharmacokinetics
- تحريك دوائي pharmacodynamics
- صيدلة فيزيائيةPhysical Pharmacy
- جينوميات صيدلانية pharmacogenomics
- صياغة صيدلانية pharmaceutical formulation

قياس اتحادية العناصر:

قياس اتحادية العناصر أو المعروفة ب حساب العناصر المتفاعلة (بالإنجليزية: Stoichiometry) هي فرع من فروع الكيمياء والهندسة الكيميائية التي تتعامل مع كميات المواد التي تدخل في التفاعلات وينتج منها مركبات بواسطة تفاعل كيميائي. وتعريفه بشكل أساسي هو أنه يعين كمية العناصر في المركبات وكذلك كمية العناصر في المواد الداخلة في التفاعل، وذلك طبقا لمبدأ توازن الكتلة. وتختلف نسب المواد المتفاعلة بحسب خصائصها الكيميائية وعلى الأخص تكافؤها.

على سبيل المثال سندرس تفاعل كيميائي حيث يتفاعل الميثان مع الأكسجين في تفاعل الاحتراق الكامل، فإن 16 جرام من غاز الميثان يحتاج إلى 64 جرام من الأوكسجين. فيتكون 44 جرام من ثنائي أكسيد الكربون و36 جرام من الماء، طبقا للمعادلة (أنظر أيضا معادلة كيميائية):



تعطي معادلة التفاعل أبسط نسب للمواد الداخلة في التفاعل ونسب المواد الناتجة من التفاعل. ونقرأ المعادلة كالآتي: يتفاعل 1 جزيئ من الميثان مع 2

جزيئ من الأكسجين، وينتجان جزيئ واحد من ثاني أكسيد الكربون و 2 جزيئ ماء.

ولكن الكيميائي يحب أن يتعامل مع كميات المواد بالجرام وابتكر أيضا استخدام المول للتعبير عن الكميات المتفاعلة والناتجة. فبالنسبة إلى قراءة المعادلة السابقة باستخدام مول، (ويحتوي 1 مول من المادة عدد أفوجادرو من الجسيمات أو الجزيئات)، فنقول: يتفاعل 1 مول من غاز الميثان مع 2 مول من الأكسجين فينتجا 1 مول من ثاني أكسيد الكربون و 2 مول من الماء.

ونحسب المول عن طريق الكتلة الذرية للعنصر، وإذا كان لدينا مركبا كيميائيا مثلما في حالة تفاعلنا هنا يكون المول للميثان مثلا هو مجموع كتل الذرات في جزيئه. أي 12 جرام للكربون و4. 1 جرام هيدروجين فيكون 1 مول من الميثان وزنه 16 جرام.

وعندما نحسب كمية المواد الداخلة في التفاعل، والمواد الناتجة من التفاعل، نجد الآتي:

المواد الداخلة في التفاعل = 16 + 64 = 80 g

المواد الخارجة من التفاعل = 44 + 36 = 80 g

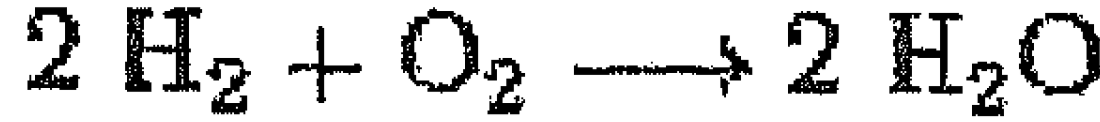
وهما متساويان حيث أن كمية كل منهما 80 جرام.

- في التفاعل السابق وضعنا للأكسجين الكمية 64 جرام، وهي عبارة عن 2 مول من الأكسجين، حيث 1 مول من الأكسجين يساوي == 16 + 16 == 32 جرام.
- بالمثل بالنسبة للماء: 1 مول ماء يعادل (16 جرام أكسجين + 2. 1 جرام هيدروجين) 18 جرام، وينتج 2 مول ماء من التفاعل، أي 2. 18 = 36 جرام.

تفاعل الهيدروجين والأكسجين:

يتفاعل 2 مول من الهيدروجين مع 1 مول من الأكسجين وينتج عن التفاعل 2 مول من الماء:

معادلة التفاعل:



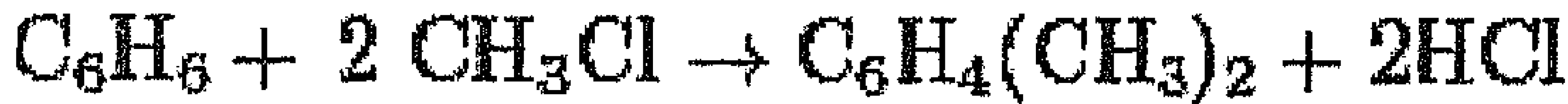
$$2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$$

ملحوظة: مخلوط الهيدروجين والأكسجين بتلك النسبة 1:2 هو مخلوط انفجاري يتفاعل بشدة لأنه تفاعل يُصدر حرارة، وتصل سرعة الانفجار 2820 متر/ثانية. وهو عملية احتراق

بعض الأمثلة الأخرى



$$C_6H_6 + \quad CH_3Cl \rightarrow C_6H_5CH_3 + HCl$$



$$C_6H_6 + \ 2\ CH_3Cl \rightarrow C_6H_4(CH_3)_2 + 2HCl$$



$$C_6H_6 + \ n\ CH_3Cl \rightarrow C_6H_{6-n}(CH_3)_n + n\,HCl$$

طرق القياس:

لكل تفاعل كيميائي له نسب مميزة للمواد الداخلة في التفاعل والمواد الناتجة من التفاعل. وتعين تلك النسب عمليا بالتجربة. ويلعب فيها التكافؤ دورا أساسيا إذ أنه يبين نسب العناصر المختلفة في كل مادة. وتبين من التجربة أن حساب العناصر المتفاعلة يسهل عند استخدام وحدة مول للتعبير عن كمية كل مادة داخلة في التفاعل ,وكذلك المواد النتجة منه. يبنى حساب المول على أساس الكتلة الذرية لكل عنصر، ومنها نستنتج الكتلة الجزيئية.

سنأخذ مثال تكون الماء:

يتكون الماء من تفاعل الهيدروجين والأكسجين:

- تكافؤ الهيدروجين: 1
- تكافؤ الأكسجين: 2

- أي أن ذرتين من الهيدروجين تتحدان مع ذرة من الأكسجين ويتكون جزيئ الماء H_2O.

وبالتالي يتفاعل 2 مول من الهيدروجين مع 1 مول من الأكسجين ويكوّنا 2 مول ماء.

هذا معناه أن 2. 2 جرام هيدروجين (غاز) يتحدوا مع 2. 16 جرام أكسجين فيتكون 36 جرام ماء. 1 مولماء = 18 جرام.

ويمكن تعيين تكافؤ كل عنصر من الجدول الدوري للعناصر. كما توجد جداول للكتلة الذرية لكل العناصر.

تاريخ:

ان من ابتكر مصطلح قياس اتحادية العناصر أو حساب العناصر المتفاعلة هو الكيميائي الألماني ارميا ريختر في عام 1792 لوصف وقياس نسب الجمع بين العناصر الكيميائية حسب الكتلة. منذ ذلك الحين توسع نطاق استخدام المصطلح ليشمل الجمع بين نسب المواد في أي تفاعل كيميائي. درس ريختر الرياضيات مع الفيلسوف إيمانويل كانت، وكتب أطروحة عن استخدام الرياضيات في الكيمياء. وأعرب عن اقتناعه بأنه قد يكون وصف كل التغيرات الكيميائية من حيث النسب الكاملة في عدد بسيط. وطرح قانون النسب المتبادل، مشيرا إلى أن اثنين من العناصر الكيميائية إذا توحد بشكل منفصل مع عنصر ثالث، فإن النسبة التي توحدة مع العنصر الثالث ستكون نفسه أو مضاعفات في نسبة التي تتحد مع بعضها البعض.

الفصل الثالث

الكيميــــاء النظريــــة

الفصل الثالث

الكيمياء النظرية

الكيمياء النظرية فرع من فروع الكيمياء يتم فيها تطبيق وسائل غير تجريبية (مثل الوسائل الرياضية أو بواسطة المحاكاة الحاسوبية Computer simulation) لتفسير أو تنبؤ ظاهرة كيميائية.

تشكل الكيمياء الكمومية قسماً أساسياً من الكيمياء النظرية.

فروع الكيمياء النظرية:

- الكيمياء الكمومية
- تطبيق ميكانيك الكم في مجال الكيمياء.
- الكيمياء الحاسوبية
- تطبيق الكود المصدري في مجال الكيمياء.
- التمثيل الجزيئي
- طرق تمثيل بنى الجزيئات دون الحاجة إلى الإشارة إلى ميكانيك الكم، مثال: الكيمياء التوافقية.
- التحريك الجزيئي
- تطبيق الميكانيك الكلاسيكي في محاكاة حركة النوى في تجمع من الذرات أو الجزيئات
- الميكانيك الجزيئي
- تمثيل سطوح الطاقة الكامنة للتأثيرات المتبادلة بين و/أو ضمن الجزيئية.
- الكيمياء الرياضية

الكيمياء الكمومية:

الكيمياء الكمومية أو كيمياء الكم (بالإنجليزية: Quantum chemistry) هو فرع من الكيمياء النظرية يقوم بتطبيق ميكانيكا الكم ونظرية الحقل الكمومي وتقريب بورن–أوبنهايمر لحل قضايا ومسائل في الكيمياء. أحد تطبيقات الكيمياء الكمومية هي دراسة سلوك الذرات والجزيئات فيما يخص قابليتها للتفاعل. تقع الكيمياء الكمومية على الحدود بين الكيمياء والفيزياء ويشارط بها مختصون من كلا الفرعين.

سبب تسميته بهذا الاسم يرجع إلى الأعداد الكمية التي هي عبارة عن أعداد تظهر كنتيجة رياضية منطقية تحدد أحجام وأشكال المجالات الإلكترونية.

نشأة كيمياء الكم:

مضى ما يزيد عن سبع سنين على نظرية بور (أو نظرية الكم القديمة كما تسمّى أيضاً) وهي لا تزال في بداية العقد الثاني من القرن العشرين تراوح مكانها دون تقدّمٍ ملموس يتماشى مع إنجازات الفيزياء من الناحية التجريبية. كان هذا الأمر ممّا أرّق العالم الشاب هايزنبرغ (22 سنة) والذي اعتقد أنّه قد آن الأوان لنقلة نوعيّة وتغيير جذري في نمط التفكير. كان هايزنبرج يرى أنّ المشكلة الحقيقية في نظريّة بور هي تلك المسارات التي نفرض أنّ الإلكترون يدور فيها، فهي ممّا لا يمكن للباحثين التأكّد منه تجريبيّاً، وبدلاً من الاعتماد على مثل هذه الفرضيات "التقليدية" اقترح هايزنبرج الاهتمام أكثر بما يمكن أن يقاس بالتجربة. عكف هايزنبرج على وضع الأسس الرياضية لفكرته، وبالفعل قام بتقديمها، قبل ذهابه في رحلة علميّة طويلة في العام 1923، مكتوبةً لرئيسه في العمل ماكس بورن (Max Born) الذي وضعها في الإطار الرياضي الصحيح وقام بنشرها مباشرة. كانت تلك أوّل مرّة يظهر فيها مصطلح ميكانيكا الكمّ (Quantum mechanics). لم تَلْقَ ميكانيكا الكمّ حماساً لدى الفيزيائيين، فقد كانت مغرقةً في التجريد لا يكاد المتعامل معها يستطيع أن يتخيّل بها أيّ شيء، كانت مجرّد أرقام ومصفوفات! صحيح أنّها

تعطي نتائج صحيحة ولكنّها أشبه بآلة لا يُعرف كيف تعمل، تعطيها المعطيات فتعطيك النتائج. كان الفيزيائيون –الجيل القديم منهم بالذات– بحاجة إلى أشياء ملموسة أو على الأقل قابلة للتخيّل، وكان إرفين شرودنغر أحد هؤلاء الفيزيائيين القدامى فأخذ يبحث عن مسلك أقل تجريداً وأكثر قبولاً من ميكانيكا هايزنبرج وبورن (والتي عرفت فيما بعد ميكانيكا المصفوفات Matrix mechanics لاعتمادها من الناحية الرياضية على المصفوفات)، فكان أنْ وجد شرود نجر ضالّته المنشودة في فرضية دو بروليّ (De Broglie) واضعاً بذلك الأساس لما عرف فيما بعد بميكانيكا الأمواج (Wave mechanics).

أهمية كيمياء الكم:

القوانين الكلاسيكية تنطبق على الاجسام الكبيرة. أما الأجسام الصغيرة لا تنطبق عليها القوانين تنطبق قوانين الميكانيكا الكلاسيكية على الاجسام الكبيرة وعند تطبيق هذه القوانين على الاجسام الصغيرة مثل: الذرات أو الإلكترونات. وجد أن هذه القوانين فشلت في تفسير الظواهر الطبيعية وسلوك هذه الاجسام ولذلك ظهرت نظرية ميكانيكا الكم Quantum mechanism التي استطاع تفسير سلوك هذه الاجسام بجانب انها تفسر أيضا سلوك الأجسام الكبيرة.

ومن أهم الظواهر التي فشلت الميكانيكا الكلاسيكية في تفسيرها ونجحت ميكانيكا الكم هي:

1. نظرية بور لذرة الهيدروجين
2. الطيف الذرئي والجزئي
3. إشعاعات الجسم الاسود
4. ظاهرة التأثير الكهروضوئي
5. ظاهرة تأثير كومتون Compton effect

العدد الكمي:

أعداد الكم (بالإنجليزية: quantum number) أربعة أعداد وهي عنوان الإلكترون في الذرة تماما كما أن المدينة والحي والشارع والرقم هم عنوان المنزل, هي أعداد تحدد أحجام الحيز من الفراغ الذي يكون احتمال تواجد الإلكترونات فيه أكبر، كما تحدد طاقة الأوربتالات وأشكالها واتجاهاتها بالنسبة لمحاور الذرة في الفراغ. ويلزم لتحديد طاقة الإلكترون في الذرات عديدة من الإلكترونات معرفة قيم أعداد الكم التي تصفه وعددها أربعة هي:

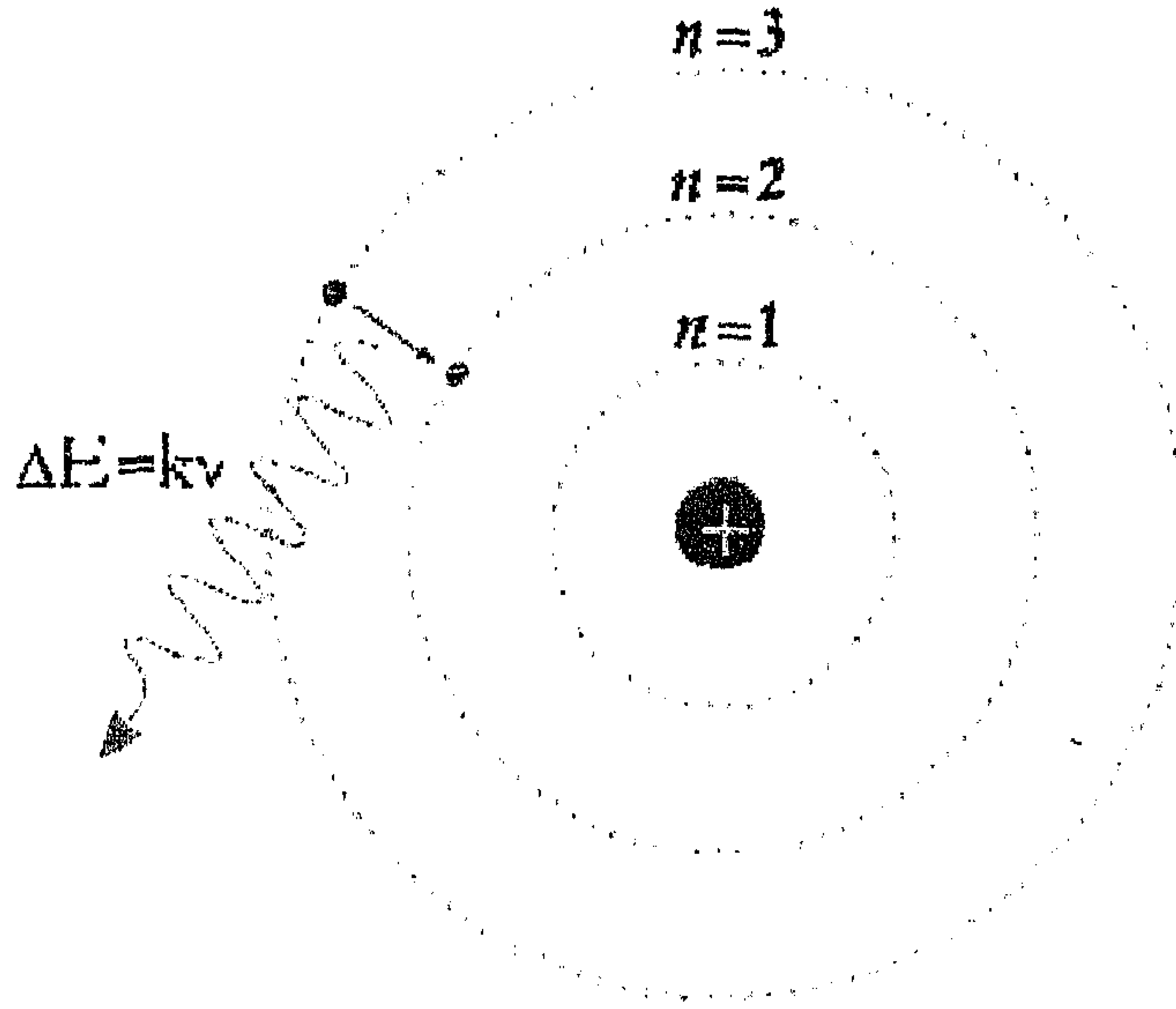
- عدد كم رئيسي n.
- عدد كم ثانوي l.
- عدد كم مغناطيسي m.
- عدد كم مغزلي

جدول يبين أعداد الكم

الرمز	الاسم	القيمة	المعنى الفيزيائي
n	عدد الكم الرئيسي	$1, 2, 3, \ldots \rightarrow \infty$	تحدد مدار الإلكترون وبالتالي طاقته
l	عدد الكم المداري	$0, 1, 2, \ldots \rightarrow n-1$	تحدد شكل المدار
m_l	عدد الكم المغناطيسي	$-l, -l+1, \ldots \rightarrow +l$	تحدد توجه المدار في الفضاء
m_s	عدد الكم المغزلي	بالنسبة للإلكترون إحدى اثنتين $\pm\frac{1}{2}$	تحدد حركة الغزل واتجاهه

الأعداد الثلاثة الأول نتجت عن الحل الرياضي لمعادلة شرودنقر لذرة الهيدروجين وتبين موقع المدار والإلكترونات التي تدور فيه بينما العدد الرابع يبين تصرف الكترون معين ويكمل وصف الإلكترونات في الذرات.

عدد كم رئيسي:



عدد الكم الرئيسي في الفيزياء الذرية والتي غالبا ما تكتب n هي رقم الكم لمدار إلكتروني رئيسي. وهو يمثل بصفة عامة طاقة المدار ومدى بعده عن النواة. وكل منها له طاقة كمومية محددة تسمى مستوى طاقة.

عرفت مستويات الطاقة في الذرة من توزيع خطوط طيفها. فقد درست أطياف العناصر أواخر القرن التاسع عشر وأوائل القرن العشرين وعرف العلماء منها أن لكل عنصر طيفه الخاص الذي يدل عليه وحده. وأطلق العلماء على مجموعات خطوط الطيف تسميات استخدموا لها حروف مثل K و L و M وغيرها للتمييز بينها. ثم جاء القرن العشرين وبدأ العلماء يفهمون البنية الذرية وما يحكمها من سلوك كمومي في اكتساب الطاقة وإصدارها. ووجد العلماء تفسير لما كانوا يسمونه من قبل مجموعة K أو مجموعة L، على النحو التالي:

- المدارات الذرية التي لها $n = 1$ يطلق عليها الغلاف K.
- المدارات الذرية التي لها $n = 2$ يطلق عليها الغلاف L.
- المدارات الذرية التي لها $n = 3$ يطلق عليها الغلاف M.

- المدارات الذرية التي لها $n = 4$ يطلق عليها الغلاف N.
- المدارات الذرية التي لها $n = 5$ يطلق عليها الغلاف o.
- المدارات الذرية التي لها $n = 6$ يطلق عليها الغلاف p.
- المدارات الذرية التي لها $n = 7$ يطلق عليها الغلاف Q.

يحدد الرقم طاقته الإلكترون في مجال نواة الذرة وتعطى طاقته حسب العلاقة:

$$E_n = \frac{E_1}{n^2} = \frac{-13.6eV}{n^2}, \quad n = 1, 2, 3, \ldots$$

الإشارة السالبة تعني ان طاقة الالكترون طاقة وضع كامنة سببها جذب النواة للالكترون ويزداد مقدار هذه الطاقة بزيادة بعدها عن النواة.

ويأخذ العدد الكمي الرئيسي اعداد صحيحة موجبة دائما أي ان n=1،2،3،4،5...

عدد كم مداري:

عدد الكم الثانوي أو عدد الكم المداري (بالإنجليزية: azimuthal quantum number) في ميكانيكا الكم هو عدد كمومي يحدد مع عدد كم الرئيسي n و عدد كم المغناطيسي طاقة الإلكترون في ذرة ويعطي مداره في الغلاف الذري. يتعلق عدد الكم الثانوي على مدار الإلكترون في الذرة ولهذا يسمى عدد كم مداري ويرمز له بالحرف "إل" (l). يأخذ عدد الكم المداري قيما صحيحة تتراوح من 0 إلى (n-1)، حيث n عدد الكم الرئيسي الذي يصف تواجد الإلكترون في الغلاف الذري.

أي يمكن أن يأخذ عدد الكم المداري أحد قيم المتتالية: l=صفر،1،2،3..إلى (n-1). بذلك يحدد عدد مستويات الطاقة الفرعية في كل مستوى طاقة أساسي في الذرة، أي يحدد عدد مدارات الإكترونات في الغلاف الذري حتى المستوى الأساسي الرابع.

رموز عدد الكم المداري:

يحدد عدد الكم المداري l شكل مدار الإلكترون في الغلاف الذري، فمنها مايكون دائريا s أو في أشكال متعددة للقطع لناقص.

عدد الكم الرئيسي وعدد الكم المداري وأعداد كمومية أخرى تنتج من حل معادلة شرودنجر لمسألة إلكترون يدور حول نواة الذرة مثل ذرة الهيدروجين. تبين تلك الحلول أن الإكترون لا يستطيع أن يدور عشوائيا في الذرة وإنما هو محكوم بكميات من الطاقة معينة و كذلك محكوم ليتحرك في اتجاهات محددة (مسموح بها وغير مسموح له باتخاذ اتجاهات أخرى). وهذا هو معنى الكمومية بالنسبة للطاقة فهي بمقادير محددة منفصله ولذلك تسمى eigenvalue أي أعدادا ذاتية أو descret state أي مستويات منفصلة. هذه هي طبيعة سلوك الأشياء في الطبيعة. ويحاول الفيزيائيون أيجاد حلول رياضية لها لوصفها. وحتى أوائل القرن العشرين حاول الفيزيائيون استخدام ما كان بن يديهم من معرفة عن ميكانيكا كلاسيكية وفشلوا، لأن الميكانيكا الكلاسكية لا تصلح لوصف مايجري في الطبيعة من سلوك وتفاعلات (فمثلا لا تستطيف الميكانيكا الكلاسيكية أن تتصور الإلكترون يدور حول النواة الموجبة الشحنة دون أن يقع عليها. لهذا ابتكر العلماء ميكانيكا الكم لحل مسائل الطبيعة على المستوى الصغري، مستوى الذرات وتفاعل الجسيمات الأولية. الميكانيكا الكلاسيكية تصلح لحل مسائل في الأحجام العينية الكبيرة مثل تصادم كرات البلياردو أو حركة الكواكب، ونشأة المجرات، أما على المستوى الصغري في أحجام الذرة والجزيئات والجسيمات الأولية فلا بد من معالجتها بميكانيكا الكم. هكذا تتصرف الطبيعة.

يدل عدد الكم المداري أن $l(l+1)\hbar^2$ هو العدد الذاتي لمربع معامل العزم الزاوي $\vec{l}^2$ المستخدم في معادلة شرودنجر.

وقد جرى التعرف على الرمز لقيمة l في النشرات العلمية برموز نعطيها فيما يلي:

- s ل $l = 0$ (على سبيل المثال „الحالة– s ”)
- p ل $l = 1$
- d ل $l = 2$
- f ل $l = 3$
- g ل $l = 4$

وهكذا. إنما تستخدم تلك الرموز أيضا في حل مسائل تشتت للتعبير عن الموجات الجزئية، وفي التفاعلات النووية وغيرها. فهي ناشئة عن ميكانيكا الكم التي تقوم بحسابات في تلك المجالات.

الإلكترونات الموجودة في الغلاف الأعلى في الذرة هي التي تشترك في التفاعلات الكيميائية. ونظرا لأن الإلكترونات محكومة بأن تتخذ اتجاهات معينة في الفراغ وليس مسموحا لها الحركة عشوائيا فتتفاعل إلكترونات الذرات عند تكوينها جزيئات بطرق نظامية، لذلك تنتج جزيئات منتظمة هندسيا. وهذا هو ما نجده في الجزيئات كما نجده في أنظمة البلورات بالنسبة للمواد الصلبة، فالمادة الصلبة توجد في أغلب الأحوال في هيئة بلورات.

عدد الكم المغناطيسي:

يرمز بالحرف l إلى مدار الإكترون في الغلاف الذري، ونظرا لأن دوران شحنة ينتج مجالا مغناطيسيا فإن l تكون مقترنة بمجال مغناطيسي. وكما أن عدد الكم المداري l عدد كموميا كذلك يتخذ المجال المغناطيسي الناتج منه قيما كمومية تسمى عدد كم مغناطيسي. لكل عدد كم مداري l يمكن لاتجاه مغناطيسيته أن تتخذ إتجاهات كمومية "معينة ":

يرمز إلى عدد الكم المغناطيسي لعزم دوران الإلكترون في مداره بالرمز m_l.

تعطي عدد الكم المغناطيسي إتجاه المجال المغناطيسي الناشيء من عدد الكم المداري. قيمه الفعلية تعادل مسقطه في الاتجاه z بوحدات ثابت بلانك $\hbar$. ولا يمكن أن تزيد قيمتها عن l. كما يمكنها أن تتخذ قيما سالبة (بحسب الاتجاهات إلى فوق، إلى تحت) تعبيرا عن اتجاهات مغناطيسيتها.

$$m_l = \frac{L_z}{\hbar} = -l, -(l-1), \ldots, (l-1), l.$$

يعبر عدد الكم المغناطيسي عن طاقة الوضع الإضافية للإلكترون في الذرة التي يكتسبها عند تسليط مجالا مغناطيسيا عليها من الخار في الاتجاه z (ينشأ عن ذلك انفصال لخطوط طيف الذرة فيما يسمى تأثير زيمان).

لحركة دوران الإلكترون في مدار حول نواة الذرة ينتج عزما مغناطيسيا. وفي حالة قيمته القصوى $\pm l$ $m_l =$في الاتجاه z يكون عزمه الزاوي إما موازيا للمحور z أو يكون بعكسه. ويتأثر أيضا العزم المغناطيسي للإلكترون المقترن بعزمه الدوراني في المدار، ويؤدي تفاعله مع المجال المغناطيسي الخارجي إما بزيادة في طاقته أو بنقصان فيها (بحسب الإتجاه). وعندما تكون $m_l = 0$يكون مسقط عزم الدوران للإكترون 0 في الاتجاه z، حينئذ لا يحدث تغير في طاقة الإلكترون لا بالزيادة ولا بالنقصان.

عدد كم مغزلي:

رأينا أعلاه أن حركة دوران الإلكترون في مدار حول النواة الذرية ينتج عنها عزم مغناطيسي ممثلة في العدد الكمومي m_l.

ليس هذا العزم المغناطيسي m_l للإلكترون هو الوحيد له في الذرة. فالإلكترون يدور في نفس الوقت حول محوره (سواء كان في الذرة أم حرا) وينشأ له عزم مغزلي مغناطيسي، ونميزه بـ عدد كم مغزلي Spin quantum number. $s = \frac{1}{2}$

وبالنسبة لمركبته على المحور z له أن تتخذ قيمتين فريدتين (كموميتين):

$$s_z = \pm\tfrac{1}{2}\hbar.$$

ويصف عدد الكم المغزلي المغناطيسي m_s اتجاه عزمه المغزلي بالنسبة للمحور z:

$$m_s = \frac{s_z}{\hbar} = \pm\tfrac{1}{2}.$$

تعود الخاصية المغناطيسية للمواد إلى العزم المغناطيسي للإلكترونات الناشئة عن عزمها المغزلي. وتتجمع العزوم المغزلية المغناطيسية لإكترونات الذرة بصفة خاصة في الحديد والكوبلت والنيكل فتقوى وتتعاضد، لذلك تختص تلك الثلاثة مواد بخاصية المغناطيسية الحديدية، أما المواد الأخرى فمغناطيسيتها أضعف كثيرا بسبب عدم تجمع مغناطيسية الإلكترونات في "ذراتها" مثلما يحدث للحديد والكوبلت والنيكل. وتلك الثلاثة عناصر نجدها متجاورة في الجدول الدوري للعناصر حيث تقوم إلكترونات المدار d3 بالتجمع وتنشأ المغناطيسية الحديدية في الذرة (هذا التجمع للعزم المغزلي المغناطيسي لا يحدث إلا في تلك الثلاثة عناصر، ولا يحدث في أي عنصر آخر بهذا الشكل، على الرغم من مبدأ استبعاد باولي).

يمكن أن تتشابك العزم المغناطيسي المدري للإلكترون مع عزمه المغزلي المغناطيسي – مثل تشابك مغناطيسين – وتنشأ لهما محصلة مغناطيسية.

الكيمياء الحاسوبية:

الكيمياء الحاسوبية Computational chemistry هي أحد فروع الكيمياء النظرية التي تهدف إلى ابتكار تقريبات approximation رياضية فعالة لحل مسائل الكيمياء النظرية بأسرع وقت وأقل كلفة ووضع خوارزميات وبرامج حاسوبية تقوم بحساب خصائص الجزيئات مثل الطاقة الكلية، العزم الثنائي القطب والعزم الرباعي القطب quadrupole moment، الترددات الاهتزازية، قابلية التفاعل reactivity وغيرها من الخصائص الكميات المطيافية spectroscopy

والمقاطع العرضية لتصادم الجزيئات مع جزيئات ذات مساقط ذرية وتحت ذرية مختلفة.

يشكل الكيمياء الحاسوبية تداخلا بين علوم الحاسب والكيمياء لإعطاء حلول سريعة وعاجلة لبعض القضايا التي تواجه الكيمياء وتساعدها على توفير الوقت والمال.

مقدمة:

مصطلح كيمياء نظرية يمكن أن يزودنا بوصف رياضي للكيمياء، في حين نستخدم مصطلح كيمياء حاسوبية عندما تكون الطريقة الرياضية قم تم تطويرها بشكل كاف ليتم تطبيقها باستخدام [حاسوب]. طبعا نحن لا نتحدث هنا عن حل دقيق أو كامل لأن الدالة الأسية قلة قليلة من مسائل الكيمياء يمكن أن تحل بدقة، تقريبا معظم مسائل الكيمياء يمكن أن توصف بمخطط تحسيبي كمي تقريبي أو كيفي.

من حيث المبدا، لا يوجد ما يمنع استخدام طريقة دقيقة تماما وتطبيقها على الجزيئات الكيميائية لكن مثل هذه الطرق كلفتها التحسيبية عالية من حيث الموارد المطلوبة والزمن فهي تزداد عامليا مع عدد الإلكترونات (أسرع حتى من.) لذلك فقد تم تطوير عدد كبير من الطرق التقريبية التي توازن بين الدقة والكلفة التحسيبية.الكيمياء الحاسوبية الحالية يمكنها أن تحسب بدقة جيدة وبشكل مكرر خواص الجزيئات التي لا تحوي أكثر من 10-40 إلكترون.أما معالجة الجزيئات التي تحوي عدة دزينات من الإلكترونات تدرس عادة بطرق تقريبية مثل النظرية الدالية للكثافة density functional theory أو (DFT)، لكن ما زال هناك خلاف بين المختصين حول فعالية الطرق الأخيرة الذكر حول وصف التفاعلات الكيميائية المعقدة، مثل تلك التفاعلات في الكيمياء الحيوية

في الكيمياء النظرية، يقوم الفيزيائيون والكيميائيون معا بتطوير خوارزميات وبرمجيات حاسوبية للتنبؤ بالخواص الذرية والجزيئية ومسارات التفاعلات

للتفاعلات الكيميائية بالعكس، يمكن أن يستخدم الكيميائيون الحاسوبيون البرمجيات الحاسوبية والمنهجيات على المسائل الكيميائية الخاصة.

حزم برمجيات الكيمياء الحاسوبية

الحزمة	ميكانيك جزيئي	نصف- تجريبي	هاتري- فوك	طرق بعد هاتري-فوك	نظرية دالية للكثافة	دورية
ACES	N	N	Y	Y	N	N
ADF	N	N	N	N	Y	Y
AMPAC	N	Y	N	N	N	N
CADPAC	N	N	Y	Y	Y	N
CASTEP	N	N	N	N	Y	Y
COLUMBUS	N	N	Y	Y	N	N
CRYSTAL	N	N	Y	N	Y	Y
DALTON	N	N	Y	Y	Y	N
GAUSSIAN	Y	Y	Y	Y	Y	Y
GAMESS (UK)	N	Y	Y	Y	Y	N
GAMESS (US)	N	Y	Y	Y	Y	N
JAGUAR	Y	N	Y	Y	Y	N
MOLCAS	Y	Y	Y	Y	Y	N
MOLPRO	N	N	Y	Y	Y	N
MOPAC	N	Y	N	N	N	Y
MPQC	N	N	Y	Y	Y	N
NWChem	Y	N	Y	Y	Y	Y
PLATO	Y	N	N	N	Y	Y
PQS	Y	Y	Y	Y	Y	N
PSI	N	N	Y	Y	N	N
TURBOMOLE	N	N	Y	Y	Y	N
Q-Chem	N	N	Y	Y	Y	N
VASP	N	Y	N	N	N	N

الكيمياء الرياضية:

الكيمياء الرياضية هي أحد الفروع البحثية التي تدرس تطبيق الرياضيات الحديثة على الكيمياء؛ حيث تهتم الكيمياء الرياضية في المقام الأول بـالنماذج الرياضية للظواهر الكيميائية. ويطلق على الكيمياء الرياضية أحيانًا كيمياء الحاسوب، ولكن يجب ألا نخلط بين هذا المصطلح ومصطلح الكيمياء الحاسوبية.

وتشمل المجالات الرئيسة لأبحاث الكيمياء الرياضية نظرية المخططات الكيميائية، والتي تتناول الطوبولوجيا، مثل الدراسة التزامر الرياضية وتطوير الواصفات الطوبولوجية أو المؤشرات التي يتم تطبيقها في علاقات البنية-التأثير الكمية، والجوانب الكيميائية لنظرية الزمر، المُطبّقة في الكيمياء الفراغية والكيمياء الكمية.

ويرجع تاريخ ظهور هذا المنهج إلى القرن التاسع عشر. فقد نشر جورج هيلم في عام 1894 دراسةً بعنوان "مبادئ الكيمياء الرياضية: علم طاقة الظواهر الكيميائية" كما ظهرت حديثًا بعض المؤلفات الدورية المتخصصة في هذا المجال مثل ماتش للاتصالات في الرياضيات وكيمياء الحاسوب، والتي صدرت للمرة الأولى عام 1975، ومجلة الكيمياء الرياضية، والتي صدرت للمرة الأولى عام 1987.

ويعتبر كل من المخطط الجزيئي والمؤشر الطوبولوجي النموذجين الرئيسين للكيمياء الرياضية.

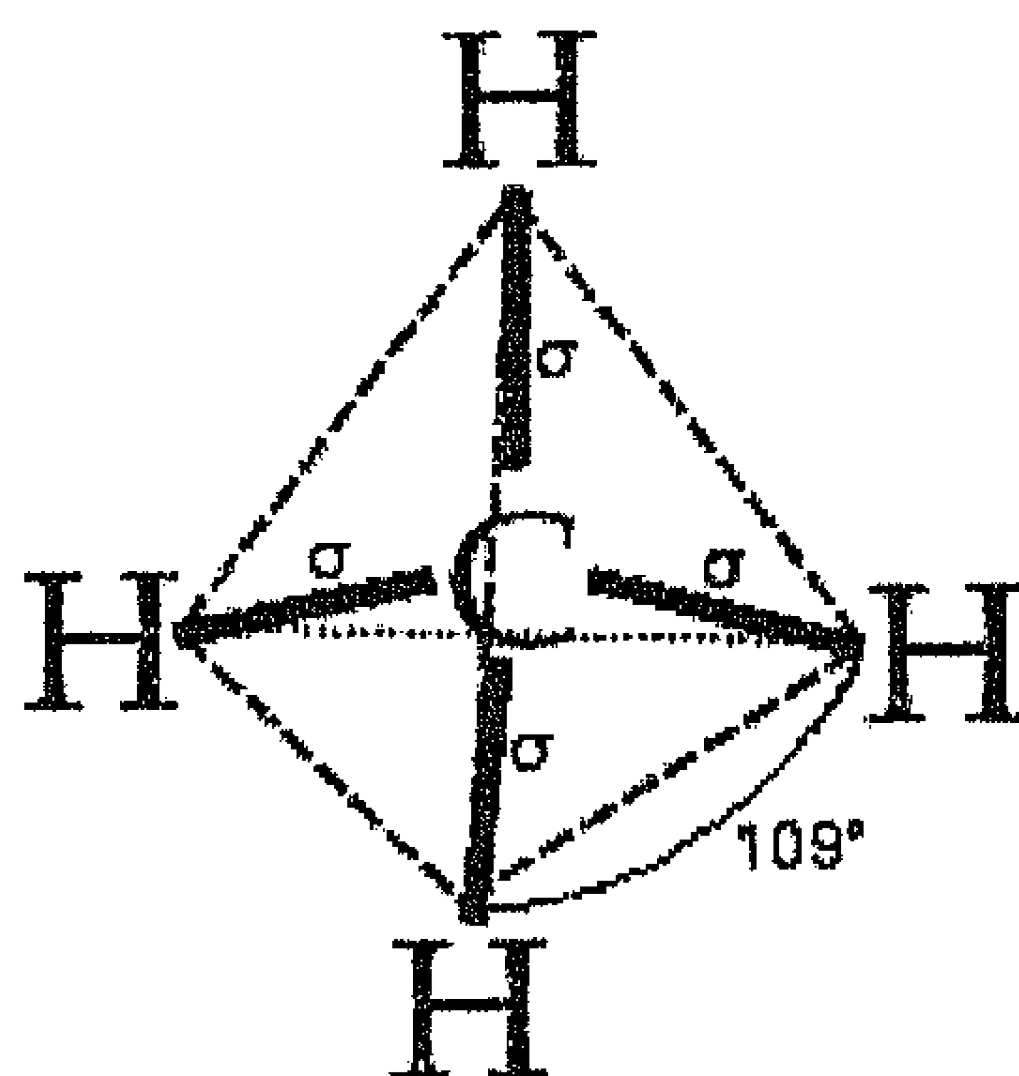
وفي عام 2005، أسس ميلان رانديك الأكاديمية الدولية للكيمياء الرياضية (IAMC) في دوبروفنيك (كرواتيا). ويبلغ عدد أعضاء الأكاديمية في جميع أنحاء العالم 82 عضوًا (في عام 2009)، وقد حصل ستة علماء منهم على جائزة نوبل.

الفصل الرابع

الكيميـــــاء العضوية واللاعضوية

الفَصْلُ الرَّابِعُ

الكيمياء العضوية واللاعضوية



بنية جزيئة الميثان أبسط مركب هيدروكربوني

الكيمياء العضوية (Organic Chemistry) هي أحد فروع علم الكيمياء. وهي العلم الذي يدرس بناء وخواص وتركيب وتفاعلات المركبات الكيميائية التي تحتوي على عنصر الكربون كعنصر أساسي بالإضافة إلى عناصر أخرى. ومن النادر وجود مركب من المركبات العضوية خالي من عنصر الهيدروجين, ويمكن أن تحتوى على أي عدد آخر من العناصر, مثل النيتروجين, والأكسجين, والهالوجينات, وأحيانا قليلةٍ الفسفور, أو الكبريت. التعريف الأصلي للكيمياء العضوية تم اختياره بصورة خاطئة اعتمادا على أن هذه المركبات كانت دائما ما تنتمى بشكل أو بآخر للعمليات الحيوية في الكائنات الحية. ولاحقا تم التعامل مع هذه المركبات التي تنتمى للعمليات الحيوية في فرع من فروع الكيمياء العضوية يسمى الكيمياء الحيوية.

بينما تتعامل الكيمياء غير العضوية بعيدا عن مركبات الكربون المعقدة, والتي لا تحتوى على روابط كربون-كربون (مثل أكسيدات الكربون والأحماض والأملاح

والكاربيدات والمعادن). وهذا بالطبع لا ينفى وجود مركبات عضوية غير معقدة لا تحتوى على روابط كربون-كربون (مثل الميثان ومشتقاته البسيطة).

ونظرا للخواص الفريدة للمركبات عديدة الكربون فإنه يوجد مدى بالغ الإتساع لاستخدامات المركبات العضوية. فمثلا تدخل المركبات العضوية كمكونات أساسية في عديد من المنتجات مثل البويات واللدائن والطعام والمتفجرات والأدوية والمنتجات البتروكيماوية والعديد من المنتجات الأخرى. وبالطبع (بعيدا عن بعض الاستثناءات البسيطة) فإنها تكون أساس كل العمليات الحيوية.

كما أن اختلاف أشكال ونشاط المستبدلات في المركبات العضوية يؤدى لوجود وظائف وأشكال مختلفة لهذه المركبات, مثل حفز الإنزيمات في التفاعلات الحيوية في الأنظمة الحية. وهذه التفاعلات بشكل أو بآخر تعتبر المحور الذي تدور حوله أشكال الحياة.

ونظرا للخواص الفريدة للكربون, فإنه يعتقد أنه يمكن أن يوجد شكل من أشكال الحياة على النجوم الأخرى اعتمادا على الكربون, وذلك على الرغم من احتمالية تغيير ذرة الكربون سيليكون والذي يقع أسفل الكربون في الجدول الدوري.

كما تتضمن أيضا الكيمياء العضوية التصنيع الكايرالي والكيمياء الخضراء وكيمياء الموجات الصغيرة والفلورين ومطياف الموجات القصيرة.

وتعتبر الكيمياء العضوية أحد أهم فروع الكمياء الحديثة وتدرس كمنهج منفصل في الكثير من الأنظمة التعليمية في أنحاء العالم.

تصنيف المواد العضوية:

الوصف والتسمية:

تمت التسمية على أساس الأعداد اللاتينية.

لا يمكن التقسيم بدون الحصول على وصف كامل للمكونات المفردة للمركب العضوي.! وعلى عكس الكيمياء غير العضوية, والتي يمكن فيها وصف المركب الكيميائي بواسطة معرفة الرموز الكيميائية للعناصر الموجودة في المركب وعدد كل منها, فإنه في الكيمياء العضوية يجب معرفة ترتيب هذه الذرات بالنسبة لبعضها البعض أيضا ليكون هناك توصيف كامل.

وأحد طرق وصف الجزئ هي رسم المعادلة البنائية. ونظرا لتعقيد هذه الطريقة فقد تم تغييرها, وتبسيطها عبر السنين. وآخر هذه التعديلات هو المعادلة الخطية, والتي تضمن السهولة بدون حدوث لبس أو غموض, وهنا يتم تمثيل كل من الكربون والهيدروجين بصورة ضمنية. وعيوب هذه الطريقة أنه لا يمكن وصفها بالكلمات كما يصعب طباعتها, وهذا يمكن التغلب عليه بواسطة تسمية المواد العضوية.

ونظرا لوجود صعوبة ناتجة من وجود عدد كبير ومتعدد من المركبات العضوية, اعتمد الكيميائيون على نظام عالمي موحد لتسمية المركبات العضوية. وقد تم ميلاد هذه التسمية في جينيف عام 1892 بعد عدة لقاءات دولية متعلقة بهذا الموضوع.

وبالوصول إلى حقيقة أن تعقيد المركبات يزيد في فرع الكيمياء الحيوية, قررت منظمة الايوباك إلحاق IUBMB (الإتحاد الدولي للكيمياء والجزيئات الحيوية) بها, للوصول إلى تسميات للمركبات المختلفة.

وبمرور الوقت وبزيادة تعقيد المركبات كانت هناك محاولات عديدة من الايوباك لتبسيط طرق التسمية. وقد كانت أول هذه التوصيات عام 1951 عندما تم

تسمية البنزين الحلقي سيكلوفان. وبعد ذلك كانت هناك توصيات عديدة لتبسيط تسمية المركبات الحلقية الأخرى والتي تحتوى على ذرات غير متجانسة, مثل الفانات.

ولكن في الواقع لا يزال الاسم التقليدي (غالبا ما يكون مشتق من أصل المركب) لكثير من المركبات يستخدم نظرا لتعقيد الاسم المقترح من الايوباك, إلا في حالة الحاجة لوصف دقيق ومحدد لأحد المركبات فإنه يتم الرجوع لاسم الايوباك. أو في حالة أن الاسم المقترح من الايوباك يكون أسهل من الاسم التقليدي للمركب (فمثلا تسمية الايوباك للكحول الإيثيلي هي الإثانول).

التصنيف:

بإيجاز تصنف المواد العضوية طبقا لترتيب بنائها الجزيئي وطريقة وجود الذرات الأخرى بالنسبة لذرة الكربون الرئيسية فيها، في حين يفترض أن ذرات الهيدروجين تشغل كل التكافؤات الفارغة لذرات الكربون، والتي ما زالت باقية بعد الأخذ في الاعتبار التفريعات المختلفة، والذرات الأخرى، والروابط المتعددة.

الهيدروكربونات والمجموعات الفعالة:

يبدأ التصنيف عادة بالهيدروكربونات: المركبات التي تحتوى على كربون وهيدروجين فقط. والتصنيفات المشتقة منها, شاهد بالأسفل. أما العناصر الأخرى التي تقدم نفسها في تشكيل ذري تسمى مجموعات فعالة والتي لها تأثير حاسم في الخواص الكيميائية والفيزيائية للمركب، وعلى هذا فإن المجموعات التي لها نفس التكون الذري يكون لها خواص متشابهة، والتي يمكن أن تكون الاختلاط مع الماء, الحمضية, القاعدية, النشاطية الكيميائية، المقاومة للتأكسد، أو بعض الخواص الأخرى. كما أن بعض المجموعات الفعالة قد تكون جذورا حرة، مشابهة للموجودة في الكيمياء غير العضوية، وتعرف على أنها تشكل ذري ينتقل خلال التفاعل الكيميائي من مركب لأخر بدون أن تتغير.

وبعض عناصر المجموعات الفعالة (O, S, N, الهالوجينات) يمكن أن تكون بمفردها واسم مجموعة لا يصلح لها، ولكن نظرا لتأثيرها الحاسم في تغيير خواص الهيدروكربونات التي تتواجد فيها، فإنه يتم تقسيمها ضمن المجموعات الفعالة، وتأثير المجموعات الفعالة على الخواص واضح للغاية في الصفات والتقسيم الناتجين بعد استخدامها.

وبالنظر لأنواع الهيدروكربونات في الأسفل يمكن ملاحظة ان عديد إن لم يكن كل المجموعات الفعالة الموجودة في المركبات الأليفاتية توجد أيضا في المركبات الأروماتية والمركبات الأليفاتية الحلقية، إلا في حالة نزع الماء منها، والذي يؤدى لمجموعات فعالة غير متفاعلة.

ويجب التلميح هنا أن تسمية المركبات العضوية تقدم تقسيماً كبيراً (إن لم يكن شاملاً) لعدد من التقسيمات الخاصة بالمركبات العضوية طبقا لوجود المجموعات الفعالة، بناء على توصيات IUPAC وأحيانا بناء على الاسم الشائع للمركبات. وتزداد الصعوبة في حالة وجود أكثر من مجموعة فعالة عند تقسيم المجموعات الفعالة في تحت–التقسيم.

كما يوجد أيضا تقسيم خاص بحالة السلسلة: وما إذا كانت مفتوحة وتختص بالمركبات الأليفاتية، أو مغلقة وهي المركبات الحلقية.

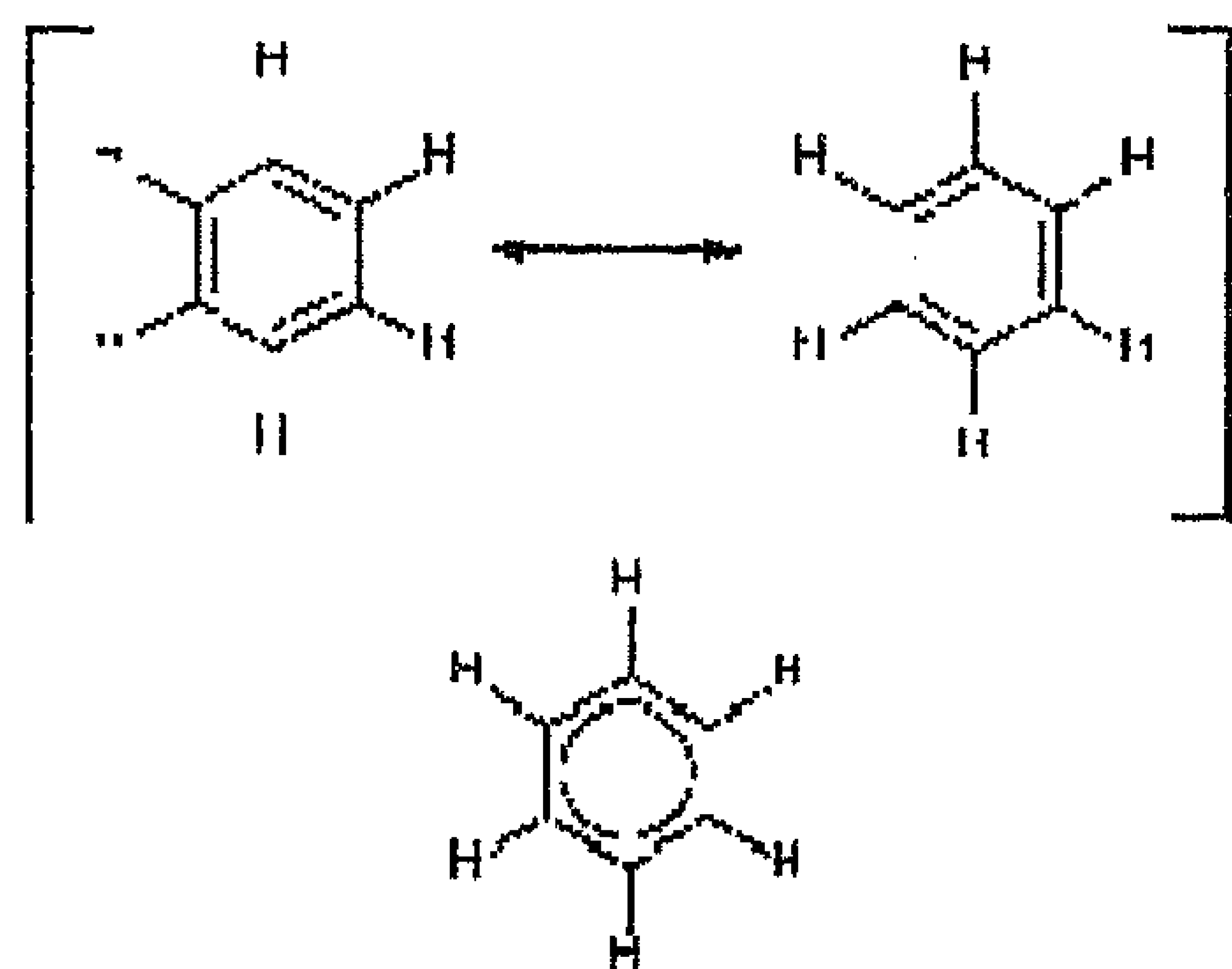
المركبات الأليفاتية:

الهيدروكربونات الأليفاتية تنقسم إلى ثلاث مجموعات، السلاسل المتجانسة طبقا لحالة تشبعها: البارافينات (الألكانات) والتي لا يكون فيها أي روابط ثنائية أو ثلاثية، الأولفينات (الألكينات) والتي تحتوى على روابط ثنائية، والتي يمكن أن تكون أولفين أحادى يحتوى على رابطة ثنائية واحدة، أولفين ثنائي ويحتوى على رابطتين، أولفين متعدد ويحتوى على عدة روابط ثنائية. المجموعة الثالثة هي

الألكايينات. كما توجد تقسيمات آخر للمركبات الأليفاتية اعتمادا على المجموعات الفعالة الموجودة بها.

كما أن المركبات الأليفاتية يمكن أن ينظر لها عن طريق استقامة أو تفرع السلسلة المكونة للمركب، ودرجة التفرع أيضا لأن هذا يؤثر على خواصها، مثل رقم الأوكتان في صناعة البترول.

المركبات الأروماتية والحلقية الأليفاتية:



البنزين أحد أشهر المركبات الأروماتية المعروفة وأبسطها وأكثرها استقراراً.

يمكن للمركبات الحلقية أن تكون مشبعة أو غير مشبعة. ونظرا لقيمة الزاوية بين الروابط بين ذرات الكربون فإن الشكل الذي يحتوى على 6 ذرات كربون يعتبر أكثر الأشكال الحلقية ثباتا، ولكن ذلك لا يمنع وجود بعض الحلقات التي تحتوى على 5 ذرات كربون، وفيما عدا ذلك يعتبر نادر الحدوث. وتنقسم الهيدروكربونات الحلقية إلى حلقية أليفاتية، وأروماتية والتي يطلق عليها أيضا أرينية.

ومن المركبات الحلقية الأليفاتية التي لا تحتوى على روابط ثنائية الألكانات الحلقية (البارفينات الحلقية)، بينما تحتوى الألكينات الحلقية (الأوليفينات الحلقية) على روابط ثنائية. وأصغر عضو في عائلة الألكانات الحلقية هو البروبان الحلقي. كما توجد مجموعة هامة ضمن الحلقات الأليفاتية هي مجموعة التربينات.

والشيء المختلف في الهيدروكربونات الأروماتية هو احتوائها على روابط ثنائية متبادلة أو مترافقة. وأحد أبسط الأمثلة على ذلك هو حلقة البنزين وبناء البنزين تم اقتراحه بواسطة هوكل والذي كان أول من إفترض مبدأ عدم التمركز أو الرنين لتوضيح هذا البناء.

وتتغير صفات الهيدروكربونات الحلقية في حالة وجود مجموعات فعالة، ولكن في بعض الحالات يمكن أن تصنف بعض العناصر التي تكون مجموعات فعالة ضمن الحلقة نفسها. ويطلق على المركبات التي تحتوى على الكربون والهيدروجين فقط في تركيبها بالحلقات المتجانسة، بينما يطلق على التي تحتوى على عناصر أخرى حلقات غير متجانسة وتسمى الذرة المستبدلة مكان ذرة الكربون بذرة غير متجانسة.

عموما فإن الذرة الغير متجانسة تكون ذرة أكسجين، نيتروجين، كبريت، ولكن غالبا ما تكون نيتروجين، وتتكون الحلقات الغير متجانسة في الكائنات الحية من النيتروجين. ومن الأمثلة الموجودة للحلقات الغير متجانسة صبغة الأنيلين، ومعظم المركبات التي يتم مناقشتها في الكيمياء الحيوية مثل الألكالويد، ومركبات عديدة من الفيتامينات، الأحماض النووية وعديد من المركبات الطبية. ومن هذه المركبات البنائية البيرول، (خماسي الحلقة)، الإندول (سداسي الحلقة).

البوليمرات:

أحد الخواص الهامة للكربون في الكيمياء العضوية أنه يستطيع تكوين مركبات معينة، تستطيع الجزيئات المفردة لهذه المركبات ربط نفسها ببعض، وبالتالي تكوين سلسلة أو شبكة. وتسمى هذه العملية بلمرة وتسمى السلاسل أو الشبكات المتكونة بوليمرات، بينما يطلق على الجزئ المكون لها بالمونومر. وتوجد مجموعتان رئيسيتان لهذه المركبات: المجموعة التي يتم تصنيعها وتسمى البوليمرات الصناعية، والبوليمرات التي توجد بصورة طبيعة وتسمى بوليمرات حيوية.

وبمجرد الحصول على أول بوليمر بطريقة صناعية: الباكالايت، إتجهت صناعة البوليمرات نحو النمو بصورة كبيرة. ومن البوليمرات العضوية الشائعة الاستخدام بولى إثيلين أو البوليثين، البولى بروبيلين الذي يستخدم في صناعة نوع قوي من البلاستيك، النايلون، التيفلون أو PTFE، البولى إستر، البولى ميثيل ميثا أكريلات (البلاستيك الشفاف)، بولى فينيل كلوريد PVC.

وكل هذه الأنواع عامة ولكن يوجد لكل منها تفرعات كثيرة بخواص فيزيائية مختلفة لاستخدامات مختلفة. وبتغيير ظروف عملية البلمرة يتغير التركيب الكيميائي للبوليمر الناتج وذلك بحدوث تعديلات في طول السلسلة، أو التفرع، أوالترتيبية. وعند البدء بمونومر واحد فإن البوليمر الناتج يكون متجانس. ويمكن استخدام أكثر من مونومر لإنتاج بوليمر مشترك كما يمكن التحكم في درجة اتحاد مكونات البوليمر ببعضها البعض. وتعتمد الخواص الفيزيائية مثل الصلابة، الكثافة، قوة الشد، مقاومة الاحتكاك، مقاومة الحرارة، اللون على التركيب النهائي.

المادة الوحيدة الأخرى التي يمكن أن ينتج منها بوليمرات هي السيليكون. وللسليكونات اختلافات رئيسية عن البوليمرات الناتجة من الكربون، حيث أنه بخلاف الرابطة الأساسية في البوليمرات الكربونية كربون-كربون، ترتبط ذرات السيليكون ترتبط معا بطريقة غير مباشرة عن طريق روابط من الأكسجين.

الجزيئات الحيوية:

الجزيئات الحيوية هي أحد التصنيفات الرئيسية في الكيمياء العضوية. وتمثل عديد من الجزيئات المعقدة الكبيرة أهمية بالغة في الكائنات الحية. وبعضها يحتوى على سلاسل كبيرة من البوليمرات الحيوية. وتنقسم الجزئيات الحيوية لأقسام رئيسية مثل الكربوهيدرات، الأحماض الأمينية، السكريات المتعددة، الليبيدات، الأحماض النووية.

المركبات العضوية التي تحتوى على روابط بين الكربون والنيتروجين، الأكسجين، الهالوجينات ويتم تقسيمهما منفردة. وتوضع المركبات الأخرى في مجموعات رئيسية ضمن الكيمياء العضوية ويتم مناقشتها تحت عناوين مثل: كيمياء كبريت عضوي، كيمياء فلز عضوي، كيمياء فوسفور عضوي، كيمياء سيليكون عضوي.

لقد قام العالم برزليوس بتقسم المواد لعضوية وغير عضوية ووضع نظرية تسمى نظرية القوى الحيوية التي تنص على أن المركبات العضوية تصنع وتختلق داخل جسم الكائن الحى بتاثير قوى حيوية ولا يمكن تحضيرها في المختبرات ولا كن العالم الامانى فوهلر استطاع داخل معمله وخارج جسم الكائن الحى من تحضير مادة عضوية من مادتين غير عضويتين:



$NH4CL+AGCNO \rightarrow AGCL+NH4CNO$ $NH4CNO \rightarrow H2N-CO-NH2$

خواص المواد العضوية:

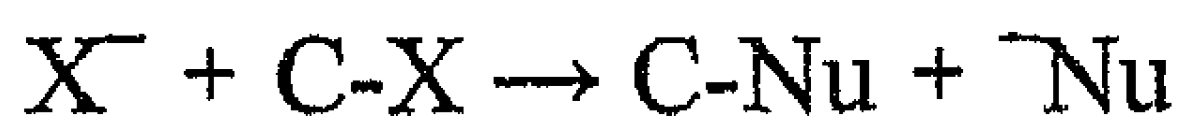
المركبات العضوية غالبا ما تكون مرتبطة تساهميا. وهذا يسمح بوجود الأشكال البنائية الفريدة مثل السلاسل الطويلة والحلقات. والسبب لإستطاعة الكربون تكوين مثل التركيبات الفريدة والمركبات العديدة للكربون هو يمكن أن تكون روابط تساهمية ثابتة مع بعضها. وبعكس المواد الغير عضوية، فإن المركبات العضوية تذوب، تغلى، تتأصل، وتتحلل تحت 300 °C. وتميل المركبات العضوية المتعادلة لأن تكون ذوبانها أقل في الماء بالمقارنة بعديد من الأملاح الغير عضوية، فيما عدا بعض المركبات مثل المركبات الأيونية العضوية والكحولات ذات الوزن الجزيئي المنخفض، الأحماض الكاربوكسيلية حيث تتواجد رابطة هيدروجينية.

وتميل المركبات العضوية للذوبان في المذيبات العضوية والتي غالبا ما تكون مواد نقية مثل الإيثر أو الإيثانول أو المخاليط مثل المذيبات البارافينية مثل الإيثرات البترولية المختلفة، الروح البيضاء، أو مدى المخاليط الأروماتية النقية التي يتم

الحصول عليها من تقطير البترول بالفصل الفيزيائي أو بالتحويل الكيمياء. الذوبانية في المذيبات المختلفة تعتمد على نوع المذيب وعلى المجموعة الفعالة في حالة وجودها. ويتم دراسة المحاليل بواسطة علم الكيمياء الفيزيائية. ومثل الأملاح الغير عضوية يمكن للمركبات العضوية أن تكون بللورات. الخواص الفريدة للكربون في المركبات العضوية راجعة لأن تكافؤه لا يجب أن يؤخذ عادة من العناصر الأخرى، وعندما لا يتم، فإنه ينتج عن ذلك حالة تسمى اصطلاحا بعدم التشبع. وفى هذه الحالة نتحدث عن الرابطة ثنائية أو ثلاثية بين ذرتي كربون. ويسمى التبادل الذي يحدث بين الرابطة الأحادية والرابطة الثنائية في سلسلة بترافق الروابط المزدوجة. بينما يمثل البناء الأروماتي حالة خاصة والتي يحدث الترافق فيها في حلقة مقفولة.

التفاعلات العضوية:

التفاعلات العضوية هي تفاعلات كيميائية تتضمن مركبات عضوية. وبينما يجتاز الهيدروكربون النقي أنواع معينة من التفاعلات، فإن عديد من التفاعلات العضوية تتم بواسطة المجموعات الفعالة. والنظرية العامة لهذه التفاعلات تهتم بالتحليل الدقيق لخواص هذه المجموعات مثل الألفة الإلكترونية للذرات المؤثرة، قوة الرابطة، الإعاقة الفراغية. وهذه المواضيع تحدد الثبات النسبي للوسيط النشط، والذي عادة ما يحدد مباشرة اتجاه التفاعل. ومثال عام لهذا التفاعل هو تفاعل الاستبدال والذي يكتب كالتالي:



$$X^{-} + C\text{-}X \rightarrow C\text{-}Nu + {}^{-}Nu$$

حيث تمثل X بعض المجموعات الفعالة و Nu هو محب للنواة.

وتوجد بعض الملاحظات الهامة لمثل هذا التفاعل. حيث لا يهم حدوثها بطريقة عفوية أم لا حيث أنها تتم طبقا لطاقة جيبس الحرة للتفاعل. ويمكن تحديد الطاقة المنطلقة أو الممتصة في التفاعل طبقا للتغييرات الحادثة في الإنثالبى. كما توجد بعض الملاحظات الأخرى المتضمنة ما إذا كان هناك تفاعل جانبي يحدث

أثناء التفاعل. وغالبا ما تنتج التفاعلات الجانبية نواتج غير مرغوب فيها والتي يمكن أن تكون إما سهلة أو صعبة الفصل عن النواتج الأصلية.

أهمية الكيمياء العضوية:

- تدخل في صناعة الألياف الصناعية مثل النايلون والتريلين.
- تدخل في صناعة المضادات الحيوية والعقاقير والمنشطات.
- تدخل في صناعة الأسمدة والمبيدات.
- تدخل في صناعة المنظفات ومواد الدباغة.
- تدخل في صناعة العطور ومساحيق التجميل.
- تدخل في صناعة البوليمرات والبلاستيك.

التفاعل الكيميائي:

التفاعلات الكيميائية هي عبارة عن تكسير روابط في المواد المتفاعلة لإنتاج روابط جديدة في المواد الناتجة مما يؤدي إلى تكوين مواد جديدة مختلفة في صفاتها الكيميائية والفيزياثية معاً.

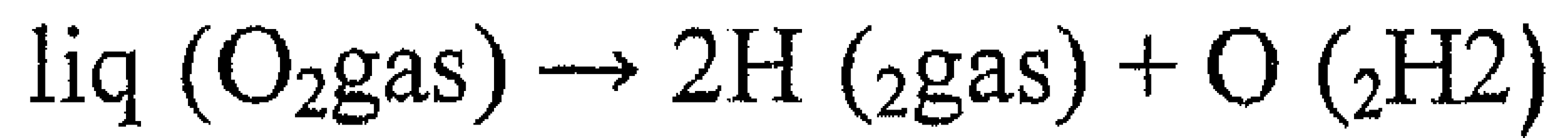
التفاعلات الكيميائية تشمل تغير ترتيب الذرات في الجزيئات الكيميائية،و في مثل هذا التفاعل نشهد اتحاد بعض الجزيئات بطرق أخرى لتكوين شكل من مركب أكبر أو أعقد، أو تفكك المركبات لتكوين جزيئات أصغر، أو إعادة ترتيب الذرات في المركب. والتفاعلات الكيميائية تشمل عادة تكسر أو تكوين روابط كيميائية.

- تفاعلات أكسدة-اختزال
- تفاعل الاحتراق.

أنماط التفاعلات:

يمكن تصنيف التفاعلات الكيميائية بطرق مختلفة تعتمد على ناحية معينة من نواحي التفاعل يتم التقسيم على أساسها، أو على أساس الفرع الكيميائي الذي تندرج ضمنه. بعض الأمثلة للمصطلحات المستخدمة لوصف الأنواع الشائعة من التفاعلات:

- تزامر Isomerisation، وفيه يخضع المركب الكيميائي لإعادة ترتيب بنيته بدون تغيير في تركيبه الكيميائي، أي أن جزيئ المادة يغير شكله فقط (انظر تزامر فراغي stereoisomerism).
- اتحاد مباشر Combination reaction أو اصطناع وفيه يتم اندماج مركبين كيميائين أو أكثر ليشكلا مركبا كيميائيا واحدا معقدا.



$$liq\ (O_2gas) \rightarrow 2H\ (_2gas) + O\ (_2H2)$$

في هذا التفاعل يتفاعل الهيدروجين والأكسجين فينتجا ماء. هذا التفاعل يكون شديدا إذا كانت نسبة الهيدروجين إلى الأكسجين 1:2 على التوالي، ويسمى ذلك المخلوط مخلوط انفجاري ويكون مصحوبا بنشر حرارة كبيرة (تفاعل ناشر للحرارة). في نفس الوقت يسمى هذا النوع من التفاعل تفاعل غير عكوس لأنه يسير في اتجاه واحد فقط من اليسار إلى اليمين.

- تحلل كيميائي: أو تحليل: وفيه يتم تفكيك المركب الكيميائي إلى مركبات أصغر أو تفكيكه إلى العناصر المكون منها , لنفترض هنا حالة تحليل الماء:



$$(gas)_2O + (gas)\ _2O\ (liquid) \rightarrow 2H_2H2$$

رأينا أعلاه أن تفاعل الأكسجين والهيدروجين يكون عادة تفاعل غير عكوسي ويسير من اليسار إلى اليمين ويكون مصحوبا بنشر حرارة كبيرة نظرا لأنه تفاعل ناشر للحرارة. ولكن يمكننا أن نسيّر التفاعل في الاتجاه العكسي كما نرى في حالتنا هنا وهو تحلل الماء إلى عنصريه الأكسجين والهيدروجين، ويمكننا ذلك عن طريق إجراء شغل من الخارج بواسطة مصدر كهربائي. تمد الطاقة الكهربائية الماء بكمية الطاقة المعادلة لما ينتجه تفاعل الأكسجين والهيدروجين أثناء اتحادهما لإنتاج الماء، بذلك نتغلب على تماسك الماء ونُسيّر التفاعل في الاتجاه العكسي. في مثل تلك التفاعلات لا بد من إمداد النظام بطاقة أو حرارة من الخارج لكي يسير تفاعل في اتجاهه العكسي (طبقا للقانون الثاني للديناميكا الحرارية).

- تفاعل استبدال أحادي Single displacement reaction: وفيه يتم استبدال عنصر من مركب كيميائي بعنصر آخر أكثر فاعلية كيميائية:



$$(gas)\ {}_2Na(cr) + 2HCl\ (aq) \rightarrow 2NaCl\ (aq) + H2$$

في هذا التفاعل ينفاعل الصوديوم (مادة صلبة) مع حمض الهيدروكلوريك (سائل) وينتج كلوريد الصوديوم ويتحرر غاز الهيدروجين. هذا التفاعل غير عكوسي بسبب انفصال غاز الهيدروجين بمجرد تكونه ويترك المحلول.

- تفاعل استبدال ثنائي Double displacement reaction أو استبدال مقترن substitution coupling، وفيه يقوم مركبين كيميائيين في محلول مائي (عادة يكونان بشكل شاردي) بتبادل عناصر أو أيونات من مركبات مختلفة:



$$(s)\ (aq) + AgCl\ ({}_3aq) \rightarrow NaNO\ {}_3NaCl\ (aq) + AgNO$$

في هذا التفاعل يستبدل الصوديوم ذرة الكلور بجزيئ النترات $_3NO$ ويصبح "ملح" نترات الصوديوم، وفي نفس الوقت يتحد أيون الفضة مع أيون الكلور ليكون "ملح " كلوريد الفضة ".

- احتراق Combustion: وفيه تقوم مادة قابلة للاحتراق بالاتحاد مع عنصر مؤكسد لينتجا حرارة ومركب مؤكسد (بفتح السين):



$$O\ (l_2H4) + (g)\ ({}_2g) \rightarrow 10CO\ ({}_2g) + 12O\ ({}_8H_{10}C)$$

وتفاعل الاحتراق معهود لنا فنحن نعرف احتراق الخشب في الهواء أو احتراق الغاز الطبيعي، وفيهما يتحد الكربون مع الأكسجين فينتجا حرارة وثاني أكسيد الكربون.

بعض فروع الكيمياء تعتبر أي تغيرات ضئيلة في التشكيل الكيميائي conformation chemical بمثابة نوع من أنواع التفاعل، في حين يعتبره آخرون مجرد تغير فيزيائي.

تصنيفات أخرى للتفاعل الكيميائي:

- تفاعلات عضوية

1. حسب تكافؤية العناصر التي تدخل في آليتها:

(~~ تفاعلات ~~:)

- تفاعل شاردي (أيوني)
- تفاعل جذري (جذور كيميائية)
- تفاعل الكاربين carbene

يمكن تصنيف التفاعلات أيضا حسب اتجاه سير التفاعل:

- تفاعلات تامة (أي تتحول جميع المتفاعلات إلى نواتج بعد زمن معين طال أو قصر).
- تفاعلات انعكاسية (لا تتم حتى نهايتها، ويتواجد جزء من المتفاعلات إلى جانب النواتج في اثناء التفاعل مهما طال الوقت).

التوازن الكيميائي:

يمكن للتفاعل الكيميائي الذي يسير في وسط متجانس (سائل فقط، أو مادة صلبة فقط، أو حالة غازية فقط) أن يسبر في اتجاهين متعاكسين. فعندما تتفاعل مادتان مع بعضهما مكونة مركب ثالث، فعادة يوجد هذا المركب الثالث في حالة مفككة مكونة من المادتين المتفاعلتين. يسير التفاعل عادة في الاتجاهين المتضادين وتحدث "منافسة" بين المواد الداخلة للتفاعل والمواد الناتجة، ويتميز كل اتجاه بمعدل تفاعل خاص به يعتمد على خواص المواد. ونظرا لأن معدلات التفاعل تعتمد أيضا على تركيز كل من المواد، فعي تتغير أيضا بمرور الزمن. وتقترب بمرور الزمن سرعتي اتجاهي التفاعل متى تتساوى السرعتان أو المعدلان. عندئذ لا يتغير تركيز كل مادة من المواد في المخلوط ونصل إلى حالة توازن يسمى توازن كيميائي.

ويعتمد موقع التوازن على خواص المواد المتفاعلة، كما تعتمد عل درجة الحرارة والضغط ويحددها ما يسمى بالطاقة الحرة. وكثيرا أن نستخدم المشتق التفاضلي للإنثالبي الحر أو تفاضل الإنثالبي الحر للتفاعل , والذي لا بد وأن يصبح مساويا للصفر عند التوازن الكيميائي.

وقد عبر العالم الكيميائي شاتلييه عن اعتماد سرعة التفاعل على الضغط بما يسمى مبدأ لو شاتيليه حيث يحاول نظام موضوع تحت ضغط عالي أن يجعل تأثير الضغط أقل ما يمكن.

في تلك الحالة تكون نواتج التفاعل قد وصلت إلى نهاية عظمى، حيث أنه بزيادة إنتاج نواتج تزداد سرعة التفاعل العكسي وتتساوى سرعتي التفاعل في الاتجاهين عند بلوغ التوازن. ونستخدم في الكيمياء طريقة لزيادة إنتاج النواتج وذلك بسحب (أو جني) جزء منها من المخلوط المتفاعل حيث نغير بذلك وضع التوازن، أو عن طريق زيادة الضغط على المواد المتفاعلة أو رفع درجة حرارة النظام.

ترموديناميكا التفاعل الكيميائي:

يتعين سير التفاعل الكيميائي على قوانين الترموديناميكا. فهي تحدد إلى أي مدى يسير التفاعل مثلا من اليسار إلى اليمين حيث تتحد مواد داخلة في التفاعل مع بعضها البعض منتجة نواتجا للتفاعل. ولكي يسير التفاعل لا بد وأن ينخفض الإنثالبي الحر أثناء التفاعل. ويتكون الإنثالبي الحر من دالتي حالة مختلفتين هما الإنثالبي والإنتروبية. وترتبط القيمتان بعضهنا البعض في المعادلة العامة للإنثالبي الحر.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

حيث:

G: الإنثالبي الحر.

H: الإنثالبي.

T: درجة الحرارة.

S: إنتروبيا.

Δ: التغير في كل قيمة، وتسمى "دلتا".

ويمكن أن يكون التفاعل الكيميائي تفاعل ناشر للحرارة، وفيه تكون ΔH سالبة الإشارة وتصبح طاقة حرة تظهر في صورة حرارة متولدة عن التفاعل. كما يمكن أن ينتج عن فقد الطاقة المتحررة من التفاعل أن يشكل الناتج بنية بلورية منتظمة يميزها أنتروبيا منخفضة. مثال على تفاعل ناشر للحرارة تنخفض فيه الانتروبيا تفاعلات ترسيب الأملاح وتفاعلات التبلور (تكوين بلورات) حيث تتكون فيها نواتجا منتظمة أو بلورية من تفاعل غازات أو سوائل لا تميزها بنايات منتظمة.

كما توجد تفاعلات ماصة للحرارة وهي تسير عن طريق امتصاصها للحرارة من الجو المحيط، أو معمليا نزودها بالحرارة من الخارج بتسخينها. وتسير تلك التفاعلات عندما تزداد أنتروبيتها، والمقصود عنا إنتروبية النظام. وقد يكون يزايد انتروبية النظام عن طريق نواتج غازية، حيث أن الغازات تمتلك إنتروبيا كبيرة.

ونظرا لأن الإنتروبيا تعتمد على درجة الحرارة وتزداد بارتفاعل درجة الحرارة، تسير التفاعلات التي تحددها الإنتروبية مثل التفكك بنشاط مع زيادة درجة الحرارة. أما التفاعلات الي تعتمد على الطاقة مثل التبلور فهي تنشط بخفض درجة الحرارة. ويمكن اختيار اتجاه التفاعل عن طريق تغيير درجة الحرارة.

مثال:

سندرس حالة توازن كيميائي يعرف بتوازن بودوارد:



$$CO_2 + C \rightleftharpoons 2\ CO; \quad \Delta H = +172{,}45\ \mathrm{kJ \cdot mol^{-1}}$$

هذا تفاعل ثاني أكسيد الكربون مه الكربون الذي ينتج أول أكسيد الكربون وهو تفاعل يمتص حرارة أي يحتاج إلى حرارة من الخارج لكي يسير. لهذا فتكون حالة التوازن الكيميائي للتفاعل عند درجة حرارة منخفضة على ناحية ثاني أكسيد الكربون. وبرفع درجة الحرارة إلى 800 درجة مئوية وأعلى من ذلك يبدأ إنتاج أول أكسيد الكربون متزايدا مع درجة الحرارة، وذلك بسبب بسبب تزايد الإنتروبية.

كما يمكننا دراسة التفاعل الكيميائي من وجهة تغير الطاقة الداخلية للنظام. وتوصف الطاقة الداخلية لنظام بأنها دالة للإنتروبيا وتغير الحجم والكمون الكيميائي. ويعتمد الكمون الكيميائي على الفعالية الكيميائية لجميع المواد المتفاعلة، أي المواد الداخلة في التفاعل والمواد الناتجة من التفاعل.

$$\mathrm{d}U = T\,\mathrm{d}S - p\,\mathrm{d}V + \mu\,\mathrm{d}n$$

حيث:

U: طاقة داخلية.

S: إنتروبيا.

p: الضغط.

μ: كمون كيميائي (أو الجهد الكيميائي).

n: كمية المادة.

d: معامل التفاضل.

المعادلة تعطي تغير دوال الحالة للمواد قبل التفاعل وبعده.

تقسيم التفاعلات الكيميائية حسب سرعتها:

1. تفاعلات تتم في وقت قصير جدا، تفاعل انفجاري، مثل: انفجار البارود، وانفجار مخلوط الهيدروجين والأكسجين.
2. تفاعلات تتم في وقت قصير مثل: عند تكون الصدأ على الحديد بسبب تفاعله مع أكسجين الهواء.

3. تفاعلات ذات معدل بطيء نسبيا مثل: تفاعل الزيوت مع الصودا الكاوية.
4. تفاعلات بطيئة جدا تحتاج لآلاف السنوات مثل: تكوين النفط.

العوامـــل المؤثرة في سرعـــة التفاعـــل:

1. عوامل أساسية (تحتاجها كل التحولات):
   - تاثير درجة الحرارة
   - تاثير سطح التلامس
   - تاثير التركيب المزيج
2. عوامل ثانوية (تحتاجها بعض التحولات):
   - الضغط
   - الوسيط

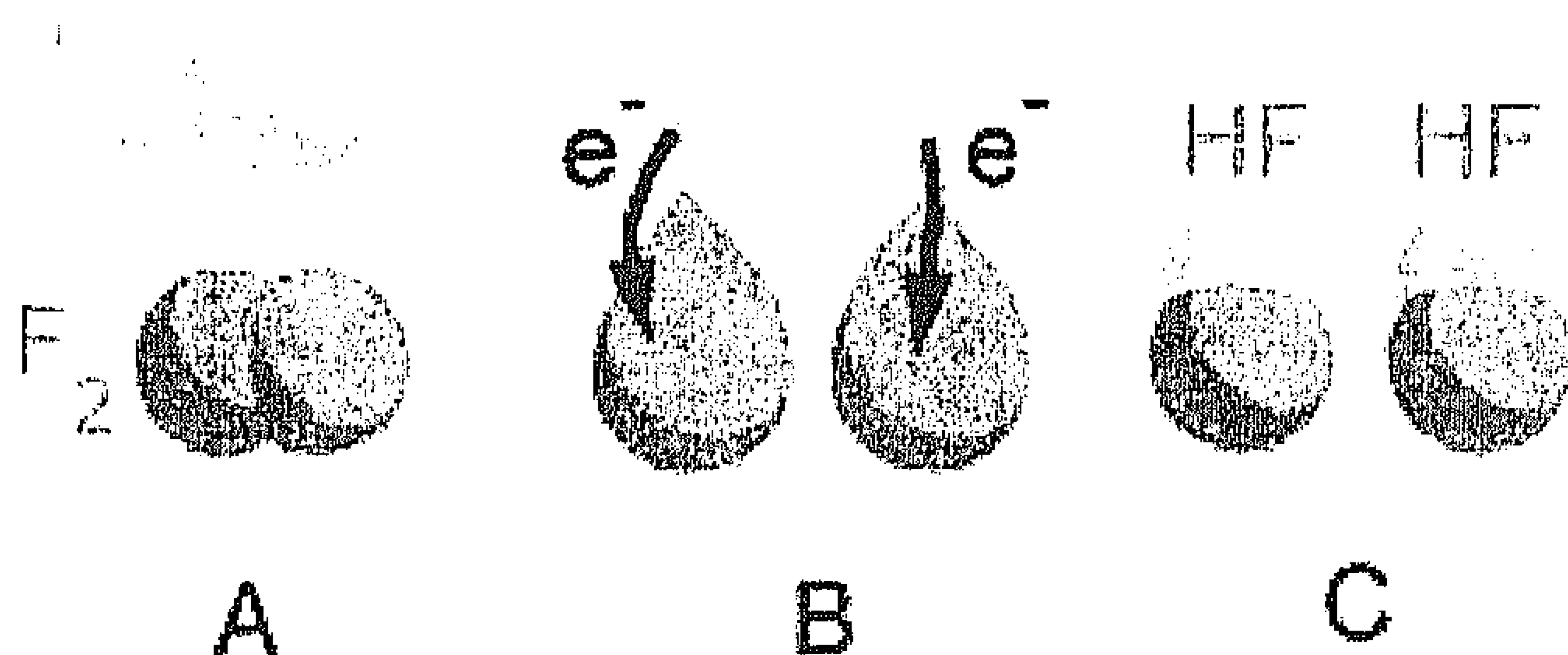
اعتماد سرعة التفاعل على درجة الحرارة.

1. في عام 1884 صاغ الكيميائي الهولندى قاعدة تقريبية لاعتماد سرعة التفاعل الكيميائي على درجة الحرارة، وتسمي قاعدة فانت هوف.
2. وفي عام 1888 صاغ الكيميائي السويدي أرينيوس معادلته المسماة معادلة أرينيوس لاعتماد سرعة تفاعل كيميائي عل درجة الحرارة. ومعادلة أرينيوس أكثر دقة من قاعدة فانت هوف، حيث أنها تأخذ طاقة التنشيط في الحسبان.



الاحتراق

تفاعل أكسدة-اختزال حيث يستخدم فيه الأكسجين كمادة مؤكسدة



تمثيل لعملية أكسدة-اختزال:

تعطي ذرة الهيدروجين إلكترونا لذرة الفلور، ثم تتحد معه

تفاعلات أكسدة-اختزال (بالإنجليزية: Redox reaction , أو oxidation-reduction reaction) أكسدة-إرجاع هي جميع التفاعلات الكيميائية التي يحدث فيها تغير في عدد أكسدة ذرات المواد المتفاعلة بسبب انتقال الإلكترونات فيما بينها.

يمكن أن تكون عملية الأكسدة-الاختزال عملية بسيطة مثل أكسدة الكربون ليعطي ثنائي أكسيد الكربون، أو إرجاع الكربون بالهيدروجين ليعطي الميثان، كما يمكن أن تكون عملية معقدة مثل أكسدة السكر في جسم الإنسان حيث تتضمن سلسلة معقدة من الانتقالات الإلكترونية.

- الأكسدة هي عملية فقدان للإلكترونات من قبل الذرات أو الجزيئات أو الأيونات ينتج عنها زيادة في الشحنة الموجبة أو نقصان في الشحنة السالبة.
- الاختزال هي عملية اكتساب للإلكترونات من قبل الذرات أو الجزيئات أو الأيونات ينتج عنها نقصان في الشحنة الموجبة أو زيادة في الشحنة السالبة.

وبتعريف أدق يمكن وصف عملية الأكسدة بالنسبة لعنصر ما (أو لجزيء يحوي عنصر تجري عليه هذه العملية) بأنها زيادة في عدد أكسدة هذا العنصر، في حين أن الاختزال (أو الإرجاع) هو النقصان في عدد الأكسدة.

مثـــال:

وكمثال على هذه التفاعلات، التفاعل بين الحديد وكبريتات الالمونيوم:



$$Fe + CuSO_4 \longrightarrow FeSO_4 + Cu$$

حيث أن التفاعل الأيوني هو:



$$Fe + Cu^{2+} \longrightarrow Fe^{2+} + Cu$$

حيث أن الحديد يتأكسد (عدد أكسدة الحديد ازداد من 0 إلى +2):



$$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$$

والنحاس يختزل (عدد أكسدة النحاس تناقص من +2 إلى 0):



$$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$$

بطارية السيارة:

بطارية السيارة هي مثال قريب لتفاعلات أكسدة-اختزال. تتكون بطارية الرصاص في أبسط صورها من لوح رصاص ولوح من أكسيد الرصاص، يوجد اللوحان في محلول حامض الكبريتيك تعمل البطارية باختزال لوح أكسيد الرصاص وفي نفس الوقت يتأكسد لوح الرصاص. تستمر البطارية تعمل بهذا الشكل حتي "تفرغ" عندما يكون كل الرصاص قد تأكسد وكل أكسيد الرصاص قد إختزل. عندئذ تلزم إعادة شحن البطارية. ونقوم بذلك بتوصيل قطبي البطارية بمصدر كهربائي خارجي، أي إمدادها بطاقة من الخارج. تعمل تلك الطاقة الكهربائية على عكس التفاعل الذي تم عند تفريغ البطارية، فيتأكسد لوح الرصاص إلى أكسيد الرصاص كما كان في الأصل، ويُـــختزل لوح أكسيد الرصاص ليصبح رصاصا نقيا كما كان عند شراء البطارية. بعد شحن البطارية يمكن للبطارية أن تقوم بوظيفتها من جديد وتمدنا بالتيار الكهربائي.

أكسدة فلز:

عندما تتفاعل ذرة فلز (معدن) مع ذرة أكسجين يمكن وصف هذا التفاعل بمعادلات التفاعل الآتية:



$$M \longrightarrow M^{2+} + 2e^-$$

التأكسد: يعطي الفلز M اثنين من الإلكترونات.



$$O_2 + 4e^- \longrightarrow 2\,O^{2-}$$

الاختزال: تكتسب كل ذرة أكسجين إثنين من الإلكترونات.

- مجموع هذان التفاعلين يسمى "تفاعل أكسدة-اختزال" ويكتب كالآتي:



$$2\,M + O_2 \longrightarrow 2\,M^{2+} + 2\,O^{2-}$$

تفاعل أكسدة-اختزال: يؤكسد الأكسجين المعدن، ويُختزل هو ذاته.

نجد أن الأكسجين يميل إلى اكتساب إلكترونين ليصل إلى غلاف إلكتروني تكافؤي كامل يحتوي على 8 إلكترونات (قاعدة الثمانيات). وأما الفلز فيمكنه عن طريق إعطاء إلكترونين للتخلص من غلاف غير كامل ويصل بذلك إلى التركيب الإلكتروني التالي الأكثر استقرارا.

ونعهد في حياتنا اليومية تأكسد الحديد وينشأ صدأ الحديد. ولصيانة الحديد من الصدأ نعتمد على تفاعلات أكسدة-اختزال.

تفاعلات تستخدم في الصناعات:

يستخدم حرق وقود احفوري مثل الفحم والنفط والغاز الطبيعي في محطات القوى لإنتاج الطاقة الكهربائية. كذلك تستخدم كثيرا من التفاعلات في التعدين وهي أمثلة تقليدية تبين أهمية تفاعلات أكسدة-اختزال في المجال الصناعي.

تفاعل الفرن العالي:

في عملية الفرن العالي يُختزل الحديد بواسطة الفحم الحجري. وينتج خلال هذا التفاعل تفاعلي جانبي ينتج عنه أول أكسيد الكربون وهو مادة مُختزلة جيدة. ولا يتفاعل أول أكسيد الكربون سريعا ويتحول إلى ثاني أكسيد الكربون عند انخفاض وجود أكسجين في الفرن..



$$1)\ C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

إمداد الفرن بالحرارة بإحراق الفحم.



$$2)\ CO_2 + C \rightleftharpoons 2\ CO$$

فينتج غاز أول أكسيد الكربون وهو مادة مختزلة جيدة. توازن بودوار



$$3)\ Fe_2O_3 + 3\ CO \longrightarrow 3\ CO_2 + 2\ Fe$$

في الخطوة الثالثة: يُختزل أكسيد الحديد بواسطة أول أكسيد الكربون وينتج الحديد النقي.

تفاعل الثرميت:

لتحضير عدد من معادن من أكاسيدها يمكن استخدام الألمونيوم كمادة اختزال، وذلك عندما يكون المعدن أشد خمولا (نبيل أكثر) من الألمونيوم. في تلك العملية يستخدم الألمونيوم في صورة مسحوق والطريقة تسمى "طريقة الألمونيوم الحرارية".

يخلط أكسيد الحديد مع مسحوق الألمونيوم – وهذا الفاعل يسمى تفاعل الثرميت – ويُشعل فيُختزل أكسيد الحيد وينتج الحديد المنصهر الذي ينصب من بوتقة المخلوط. تستخدم تلك الطريقة للحام قضبان السكك الحديدية، كما تستخدم في القنابل الحارقة.



$$2\ Al + Fe_2O_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 2\ Fe$$

في المواد الغذائية:

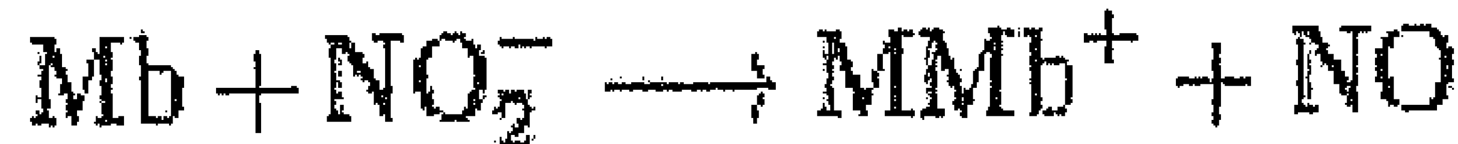
لتحضير السمن الصناعي تستخدم عملية هدرجة محفزة تُجرى على زيوت نباتية.



$$R-CH=CH-R + H_2 \longrightarrow R-CH_2-CH_2-R$$

هدرجة حمض دهني غير مشبع بواسطة إضافة الهيدروجين.

كذلك تستخدم بعض الأملاح مثل نترات الصوديوم ونترات البوتاسيوم للحفاظ على اللحم بتغطيته بتلك الأملاح في عملية تسمى بالإنجليزية curing. يمنع النتريت تكاثر الميكروبات كما يتفاعل مع مايوجلوبين اللحم ويعطيه لونا أحمرا زاهيا Nitrosylmyoglobin، هذه التفاعلات هي أيضا تفاعلات أكسدة-اختزال:



$$Mb + NO_2^- \longrightarrow MMb^+ + NO$$

إضافة النتريت إلى مايوجلوبين ينتج ميتمايوجلوبين و نتروزيل. وتضاف إلى المواد الغذائية الدهنية موادا مضادة للتأكسد لمنع أكسدتها وفسادها، وتتأكسد مضادات التأكسد بدلا عنها.

تنفس الخلايا والتمثيل الضوئي:

في عملية تنفس الخلايا والتمثيل الغذائي يتحول سكر جلوكوز بالأكسدة إلى ثاني أكسيد الكربون ويُختزل الأكسجين ويتحول إلى ماء. يمكن كتابة معادلة هذا التفاعل الكلية كالآتي:



$$C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2 \longrightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$$

حيث يتفاعل جزيئ جلوكوز مع 6 جزيئات أكسجين وينتج 6 جزيئات ثاني أكسيد الكربون و 6 جزيئات ماء.

ويحدث العكس خلال عملية التمثيل الضوئي حيث تجري في المادة الخضراء للنبات تفاعل ثاني أكسيد الكربون مع الماء في وجود الضوء الذي يمدهما ب طاقة – ويتحولان إلى جلوكوز ويتحرر أكسجين. معادلة التفاعل الكيميائي كالآتي:

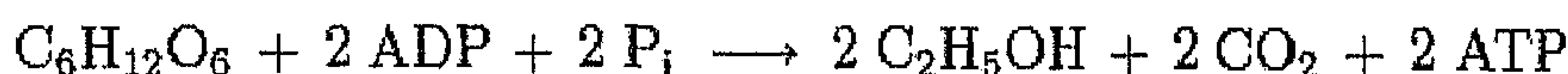


$$6\,CO_2 + 12\,H_2O \longrightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2 + 6\,H_2O$$

ذلك هو التفاعل الأساسي في النبات الذي ينتج الجلوكوز، ومنه بتفاعلات أخرى يُنتج السكروز والنشا وغيرها.

تخمير الكحول:

تعمل خلايا الخميرة على تخمير محلول سكري وتنتج كحول وثاني أكسيد الكربون:



$$C_6H_{12}O_6 + 2\,ADP + 2\,P_i \longrightarrow 2\,C_2H_5OH + 2\,CO_2 + 2\,ATP$$

تستخدم تلك الطريقة في الصناعة على مستوى كبير بغرض إنتاج الطاقة.

تحضير الميثان:

يوجد نوع من البكتريا يسمى أركابكتريا يمكنها تحضير الميثان من غاز ثاني أكسيد الكربون عن طريق انتزاع الأكسجين:



$$CO_2 + 4\,H_2 \longrightarrow CH_4 + 2\,H_2O$$

كيمياء كهربية:

الكيمياء الكهربية كأحد فروع الكيمياء الفيزيائية تهتم بدراسة التفاعلات الكيميائية والتفاعلات الكهربية. فعندما ينتج عن تفاعل أكسدة–اختزال تولد تيار كهربائي فيسمى مثل ذلك التفاعل تفاعل كهروكيميائي.

وتتم العمليات الكهروكيميائية في الكيمياء الكهربية على أسطح فاصلة بين طورين للمادة. وبناءا على ذلك فإن الكيمياء الكهربية هي العلم الذي يدرس العمليات التي تتم بين موصل للإلكترونات (مهبط كمادة في الحالة الصلبة) وبين موصل للأيونات (كهرل).

وتلعب هنا معادلة نرنست دورا أساسيا، وهي تصف اعتماد جهد القطب على تركيز الكهرل. ويمكن تحليل الكهرل بواسطة تحليل تفاعل أكسدة-اختزال للحصول على تركيز الأيونات في المحلول. ومن الوجهة النظرية فتصف نظرية ماركوس دخول إلكترونات من الخارج في محلول.

الخلية الجلفانية والمركم والكهرل:

عندما نُسيير تفاعل أكسدة-اختزال من الخارج عن طريق توصيل جهد كهربائي به، عندئذ نسمي العملية عملية تحليل كهربائي. أما عندما ينشأ جهد كهربائي عن تفاعل أكسدة-اختزال فنسمي ذلك خلية جلفانية. توصف جهود تفاعل أكسدة-اختزال بواسطة قائمة الجهود القياسية. ونعرف من تلك القائمة "شدة" مادة مؤكسدة أو مادة اختزال.

تجري تفاعلات الأكسدة والاختزال الكهركيميائية في خلية جلفانية:

- أثناء عملية التحليل الكهربائي وعملية شحن مركم نقوم بإمداد النظام بطاقة كهربائية من الخارج،
- عند تشغيل بطارية أو عند اكتساب تيار كهربائي من خلية وقود نحصل على طاقة كهربائية. وعندما يتم التفاعل كعملية عكوسية بحيث يكون التيار الكهربي مساويا للصفر $(I = 0)$ نحصل بذلك على طاقة جيبس الحرة للتفاعل.

الجزيء:

الجزيء هو أصغر جسيم من المادة الكيميائية النقية يحتفظ بتركيبها الكيميائي وخواصها. علم دراسة الجزيئات يسمى كيمياء جزيئية" أو فيزياء جزيئية، تبعاً لمجال الرؤية المعين. تهتم الكيمياء الجزيئية بالقوانين التي تحكم التفاعلات بين الجزيئات التي ينتج عنها تكون أو تكسير للروابط الكيميائية، بينما تهتم الفيزياء الجزيئية بالقوانين التي تحكم بناء الجزيئات. وبصفة عامة، فإن الفرق بينها قد يكون غامضاً وصعب التحديد إلى حد ما.

يمكن للجزيء أن يتكوّن من ذرة واحدة (كما في الغازات النبيلة) أو من أكثر من ذرة مرتبطة معاً. يتم استخدام تصور الجزيء وحيد الذرة حصريا في نظرية الحركة للغازت. في علم الجزيئات يتكون الجزيء من نظام ثابت (حالة ترابط) يستوعب ذرتين أو أكثر. والمصطلح جزيء غير ثابت يستخدم للأنواع النشطة، أي الجسيمات التي لها عمر قصير (لها رنين) في الإلكترونات والذرات، مثل الجذور "Radicals", الجزيئات الأيونية, جزيء رايدبيرج (شاهد ذرة رايدبيرج), الحالات الانتقالية، متراكبات فان ريد فال، أو الأنظمة التي يحدث فيها تجمع للذرات في تكاثف بوس–أينيشتين. كما يستخدم المصطلح جزيء بصفة خاصة كمرادف "للرابطة التساهمية"، وهذا نتيجة للحقيقة التي تنص على أن المركبات غير التساهمية, المركبات الأيونية لا تنتج ما يمكن تعريفه بدقة على أنه "الجسيمات الدقيقة" التي يمن أن تتلائم مع التعريفات السابقة.

كما يعرف أن المسامات الجزيئية هي الفراغات التي بين جزيئات المادة. ويتناسب حجم المسامات عكسيا مع قوى التجاذب بين الجزيئات. فتكون المسامات كبيرة بين جزيئات المادة الغازية ومتوسطة في المادة السائلة وصغيرة في المواد الصلبة. وتقدم المسامات الجزيئية تفسيرا واضحا لاختراق المواد لبعضها البعض.

ورغم أن مصطلح الجزيء تم استخدامه لأول مرة في عام 1811 عن طريق أفوجادرو، كان المصطلح مادة مفتوحة للنقاش في مجتمع الكيمياء حتى ظهور نتائج أبحاث بيرن في عام 1911. كما أن النظرية الحديثة للجزيئات قد استفادت كثيرا من التقنيات المستخدمة في الكيمياء الحسابية.

الرابطة الكيميائية:

في الجزيئات تكون الذرات بأزواج الإلكترونات المشتركة في "الرابطة الكيميائية". وقد تتكون من ذرات لنفس العنصر الكيميائي, مثل الأكسجين ($_2O$)، أو من ذرات عناصر مختلفة مثل الماء (O_2H).

حجم الجزيء:

معظم الجزيئات صغيرة للغاية حتى لا يمكن رؤيتها بالعين المجردة، ولكن يوجد بعض الاستثناءات، فمثلا الجزيئات الكبيرة مثل جزيء DNA يمكن أن يصل للحجم المجهري.

أصغر الجزيئات حجما هو جزيء الهيدروجين. المسافات البينية لذراته تكون 1.5 Å. ولكن يصعب تحديد سحابة إلكترونية بدقة. وتحت الظروف العادية يكون للجزيء بعد يتراوح من عدة إلى عدة عشرات من Å. وقد يوجد روابط أخرى مثل الرابطة المشتركة حيث الرابطة المشتركة تتكون من ثلاثة أقسام احادية ثنائية ثلاثية والرابطة التساهمية.

المعادلة الملكية:

"المعادلة الملكية" للجزيء هي نسبة الرقم الصحيح للعناصر التي تكون المركب. فمثلا في الشكل النقي للماء، دائما يتكون من 1:2 هيدروجين: أكسجين، كما أن الكحول الإثيلي أو الإيثانول جاما يتكون من الكربون، والهيدروجين, والأكسجين بنسبة 1:6:2. وعموما, هذا لا يحدد نوع الجزيء فمثلا داي ميثيل إثير له نفس النسبة الموجودة في الإيثانول. وتسمى الجزيئات التي لها نفس عدد الذرات المكونة لها أيزومرات.

المعادلة الكيميائية:

"المعادلة الكيميائية" تعكس الرقم الدقيق لعدد الذرات التي تكون الجزيء. ويتم حساب الكتلة الجزيئية من المعادلة الكيميائية في وحدات تساوى 1/12 من كتلة نظير ذرة C^{12}.

هندسة الجزيء:

الجزيئات لها حالة تعادل ثابتة بطول رابطة وزاوية بين الروابط معينين. وتتكون المادة النقية من جزيئات لها نفس البناء الفراغي. ويكون المعادلة الكيميائية

وبناء الجزيء دور هام في تحديد خواص الجزيء، وخاصة نشاطيته. الأيزومرات تتشارك في نفس شكل المعادلة الكيميائية، ولكن يكون لكل منها خواص مختلفة تماما نظرا لاختلاف بنائها. الأيزومرات الفراغية، نوع خاص من الأيزومرات، ويمكن أن يكون لها خواص فيزوكيميائية متشابهه ولكن في نفس الوقت تختلف تماما في نشاطها الحيوي.

الطيف الجزيئي:

الطيف الجزيئي هو دراسة استجابة جزيء للطيف الذي له تردد معين (أو طبقا لمعادلة بلانك لطاقة ذلك الطيف). وهذا الطيف عبارة عن موجة كهرمغناطيسية أو شعاع من الإلكترونات. وهناك تطوير في الأنواع الجديدة من المطياف الجزيئي ليصبح مطياف بوزيترون. ويمكن أن يكون الرنين الجزيئي ناتج من امتصاص الطيف (مطياف الامتصاص), أو انبعاث طيف آخر (مطياف الانبعاث)، أو كنتيجة لتفتت الجزيء, أو تغير في حالته الكيميائية.

ويعتبر المطياف أقو الأدوات في التحقق من الخواص المجهرية للجزيئات، وبالتحديد، مستويات الطاقة. ومن أجل الحصول على أقصى المعلومات المجهرية من نتائج التجارب، فإنه يتم إقرآن الدراسات الطيفية مع دراسات الكيماء الحسابية. كما أنه من المفيد معرفة أن الأصل النظرى للمطياف يرجع إلى نظرية التشتت.

الكيمياء اللاعضوية:

الكيمياء اللاعضوية (بالإنكليزية: Inorganic chemistry) تدرس المركبات التي لا يكون الكربون في تركيبها وليس من نواتج احتراقها.

الكيمياء غير العضوية: هي الكيمياء التي تهتم بدراسة المركبات الغير عضوية، أي مركباتها لا تحتوي على الكربون والهيدروجين معا ودراسة خواصها الكيميائية والفيزيائية.

مفاهيم أساسية:

تمثل الاملاح الجزء الأكبر في المركبات اللاعضوية، حيث تكون الكاتايونات والأنيونات مرتبطة فيما بينها بالروابط الأيونية.

يتم تصنيف المركبات اللاعضوية إلى الأكاسيد، الكربونات، الهاليدات والكبريتات كما تتميز العديد منها نقطة انصهار عالية وتكون رديئة توصيل للكهرباء في الحالة الصلبة. تتميز المركبات اللاعضوية أيضا بقابلية الذوبان في الماء وسهولة التبلور.

من أبسط أنواع التفاعلات اللاعضوية تفاعل الإزاحة المزدوجة، وذلك عند مزج ملحين فتتبادل الأيونات من دون أي تغير في حالة الأكسدة.

تفاعلات كيميائية غير عضوية:

تلعب التفاعلات غير عضوية دورا كبيرا في الكيمياء. ومن اهم تلك التفاعلات تفاعل أكسدة-اختزال وهي تتم في تفاعل حمض-قاعدة. تتم كل تلك التفاعلات تحت ظروف توازن كيميائي، إلا ان توازن التفاعل يكون فيها منحازا لأحد طرفي التفاعل الكيميائي وينتج عنه انثالبي التعادل الكيميائي كبير (حرارة شديدة).

لهذا نجد أن التفاعلات الغير عضوية تسر سريعا وتنتج نواتجا وفيرة. وهذا بعكس التفالعلات العضوية فهي تسير ببطء حتى يصل التفاعل إلى حالة التوازن، والتي لا ينتج منها إلا نواتج قليلة.

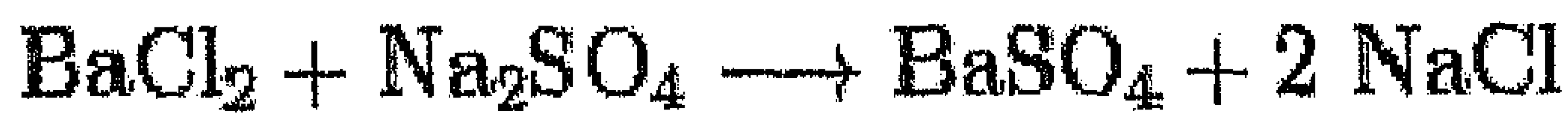
خلال تفاعل أكسدة-اختزال ينتقل إلكترون أو أكثر من أحد المواد الداخلة في التفاعل إلى أحد المواد الأخرى الداخلة في التفاعل ويتفاعلان. في تفاعلات الأكسدة-اختزال يتم تفاعل بين عناصر منفردة وينتج منها مركبات. ومن اشهر تلك التفاعلات التفاعل الانفجاري وهو يتم باتحاد الهيدروجين مع الأكسجين بشدة وينتج

الماء، وتفاعلات تأكسد تحدث مع العناصر الغير نبيلة مثل الحديد حيث يتفاعل مع الأكسجين.

وفي تفاعل حمض- قاعدة (مثل تفاعل حمض الهيدروكلوريك مع الصوديوم أو هيدروكسيد الصوديوم) ينتقل بروتون بينهما، حيث تيعطي جزيئ الحمض بروتونا (أيون هيدروجين) إلى الصوديوم. ويتكون في معظم تفاعلات حمض- قلوي الماء وملح، وأشهرها تفاعل حمض الهيدروكلوريك مع هيدروكسيد الصوديوم فينتج ملح الطعام والماء. ونظرا لأن تلك التفاعلات تتم سريعا ويمكن فحصها بمؤشرات كيميائية فإنها ذات دور هام في الكيمياء التحليلية.

ويعتبر تكوين نواتجا صلبة أو غازات خلال تفاعل كيميائي لا عضوي من العوامل التي تدفع بالتفاعل إلى السير بسرعة في اتجاه واحد حتى تكتمل، ذلك لأن النواتج تنفصل عن التوازن الكيميائي في المحلول ويتم التفاعل بذلك في اتجاه واحد فيكتمل.

لذلك فعند إضافة محلول كلوريد الباريوم مع محلول كبريتات الصوديوم فإن الناتج وهو كبريتات الباريوم تنفصل عن المحلول وتترسب، بسبب صعوبة ذوبانها في الماء. لهذا يتم هذا التفاعل بالكامل.



$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2\ NaCl$$

مثال:

مثال لتفاعل توازن يتم في اتجاه واحد نجده في تفاعل كلوريد الأمونيوم مع هيدروكسيد الصوديوم حيث ينتج غاز الأمونيا ويترك المحلول:



$$NH_4Cl + NaOH \longrightarrow NH_3 + H_2O + NaCl$$

تلعب تلك التفاعلات دورا هاما في الكيمياء التحليلية.

تتحلل بعض المركبات الغير عضوية عند ارتفاع درجة الحرارة منتجة غازات تنفصل عنها. ومن تلك الأمثلة مثال صناعة الجبس من الجص حيث يتحول كربونات الكالسيوم في المحمصة إلى أكسيد الكالسيوم ويتطاير غاز ثاني أكسيد الكربون.

بعد تكسير الجص إلى قطع صغيرة يرسل إلى التحميص ويوضع في الفرن عند درجة حرارة نحو 130 درجة مئوية ويبقى في الفرن لفترة كافية ريثما يُطرد 4/3 الماء الذي بداخله، فتصبح صيغته الكيميائية: $O_2H2/_4.1CaSO$ طبقا للتفاعل:


$O_2O+1.5H_2H2/_4.1CaSO$ = حرارة+$O_2H_4.2CaSO$

اتجاه سير التفاعل من اليمين إلى اليسار. ويتم كاملا نظرا لانفصال الماء وتبخره.

الكيمياء اللاعضوية الصناعية:

يمكن تصنيف المركبات الغيرعضوية الصناعية تبعا لقابلية الذوبان والتطاير. وفقا لإحصائيات 2005 تعتبر أشهر المركبات اللاعضوية التي يمكن صناعتها في كل من كندا، أوروبا، الصين، اليابان والولايات المتحدة كمايلي: كبريتات الألمنيوم، الامونيا، نيترات الأمونيوم، كبريتات الأمونيوم، اسود الكربون، الكلور، حمض الهيدروكلوريك، الهيدروجين، بيروكسيد الهيدروجين، حامض النتريك، النتروجين، الاوكسجين، حمض الفسفوريك، كربونات الصوديوم، كلورات الصوديوم، هيدروكسيد الصوديوم، سيلكات الصوديوم، كبريتات الصوديوم، حمض الكبريتيك، وأكسيد التيتانيوم.

الكيمياء اللاعضوية الوصفية:

تهتم الكيمياء اللاعضوية الوصفية بتصنيف المركبات العضوية بناء على خواصها. من هذه التصنيفات:

- مركبات المجموعة الرئيسية, Main group compounds

- المركبات العقدية, Coordination compounds
- مركبات العناصر الانتقالية, Transition metal compounds
- المركبات العنقودية, Cluster compounds
- المركبات العضوي الفلزية, Organometallic compounds
- المركبات اللاعضوية الحيوية, Bioinorganic compounds
- مركبات الحالة الصلبة, Solid state compounds

الكيمياء اللاعضوية النظرية:

تبدأ الكيمياء اللاعضوية النظرية من دراسة نموذج بور للذرة وباستخدام الكيمياء النظرية والكيمياء الحسابية يمكن بناء جزيئات بسيطة وأخرى معقدة.

من أهم النظريات في الكيمياء اللاعضوية النظرية:

- نظريات كيفية Qualitative theories
- نظرية مجموعة التماثل الجزيئي Molecular symmetry group theory

الكيمياء اللاعضوية الميكانيكية:

- عناصر المجموعة الرئيسية واللانثانيدات Main group elements and lanthanides
- العناصر الانتقالية العقدية Transition metal complexes

الفصل الخامس

قوانين كيميائية

الفصل الخامس

قوانين كيميائية

قوانين الكيمياء:

تخضع التفاعلات الكيميائية لقوانين محددة، والتي أصبحت مفاهيم أساسية في الكيمياء، وهذه بعض القوانين:

- قانون أفوجادرو
- قانون بير لامبرت
- قانون شارل
- قانون فيك للانتشار
- قانون جاي لوساك
- مبدأ لو شاتيليه
- قانون هنري
- قانون هس
- قانون بقاء الطاقة الذي أدى إلى اكتشاف مفاهيم مهمة مثل التوازن والديناميكا الحرارية والحركية الكيميائية.
- قانون بقاء المادة
- قانون النسب الثابتة
- قانون النسب المتضاعفة
- قانون راؤول

قانون أفوجادرو:

قانون أفوجادرو هو قانون من قوانين الغازات سمى باسم العالم الإيطالي أميديو أفوجادرو والذي استنتج القانون في عام 1811.

عمل أميديو أفوجادرو على إيجاد العلاقة بين حجم وكمية معينة من الغاز تحت ضغط ودرجة حرارة ثابتين ومن خلال أبحاثه استنتج الأتي:

"تحتوي احجام متساوية من غازات مختلفة عند نفس درجة الحرارة والضغط على عدد متساو من الجزيئات".

إذن يكون عدد الجزيئات في حجم معين من الغاز مستقلا عن حجم أو كتلة جزيئات الغاز.

كمثال، يحتوي حجمين متساويين لذرتي الهيدروجين والنيتروجين على نفس عدد الجزيئات طالما كان لهم نفس الحرارة والضغط وملاحظة تصرفات الغازات المثالية عليهم.

في التطبيق العملي، يكون القانون تقريبيا فقط، إلا أنه يوجد اتفاق على اعتبار هذا التقريب مفيدا.

الصيغة الرياضية للقانون هي:

$$\frac{V}{.n} = k$$

حيث:

- V: حجم الغاز.
- n: كمية المادة للغاز.
- k: ثابت الغاز.

من أهم نتائج قانون أفوجادرو هي أن ثابت الغازات العام له نفس القيمة لكل الغازات. وبالتالي فإن الثابت يساوي:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2 \cdot n_2} = constant$$

حيث:

- p: ضغط الغاز.
- T: حرارة الغاز.

قانون بير-لامبرت:

في البصريات، قانون بير لامبرت (بالإنجليزية: Beer–Lambert law) أو قانون بير، أو قانون بير–لامبرت–بوغير، هو علاقة تجريبية تربط امتصاص الضوء بخصائص المادة التي يعبر الضوء من خلالها.

تم اكتشاف القانون من قبل الفرنسي بيير بوغير قبل 1729. وغالبا ما يسند القانون إلى جوان لامبرت، الذي استشهد بـ"تجربة بوغير الضوئية عن توهين الضوء" في كتابه "Photometria" في عام 1760. لاحقا قام أوغست بير بتوسيع قانون الامتصاص الأسي في عام 1852 ليتضمن تركيز المحاليل في "معامل الامتصاص".

الصياغة:

ينص القانون على وجود ارتباط لوغاريتمي بين نفاذية، T، الضوء خلال المادة وحاصل ضرب معامل امتصاص المادة، α، والمسافة التي يقطعها الضوء خلال المادة ℓ. ويمكن لمعامل الامتصاص بدوره أن يكون حاصل ضرب إما الامتصاصية المولية ε، وتركيز c للمواد الماصة في المادة، أو مساحة المقطع العرضي للامتصاص، σ، وكثافة (عدد) N جزيئات المادة الماصة.

في حالة السوائل تكتب هذه العلاقة بالشكل:

$$A \equiv \log_{10}\left(\frac{I_0}{I_1}\right) = \alpha l c$$

بينما تكتب في حالة الغازات، وخصوصًا بين الفيزيائيين من أجل المطيافية والطيفية الضوئية (spectrophotometry)، بالشكل التالي:

$$T = \frac{I}{I_0} = e^{-\alpha' l} = e^{-\sigma \ell N}$$

حيث I_0 و I هي شدة قدرة الضوء الساقط قبل وبعد عبوره للمادة، بالترتيب.

يعبر عن النفاذية (transmission or transmissivity) بمصطلح الامتصاصية (absorbance) والذي يعرف بالنسبة للسوائل بالشكل:

$$A = -\log_{10}\left(\frac{I}{I_0}\right)$$

بينما يعرّف عادة في الغازات بالشكل:

$$A' = -\ln\left(\frac{I}{I_0}\right)$$

هذا يعني أن الامتصاصية تصبح بعلاقة خطية مع التركيز (أو رقم الكثافة للمواد الماصة) بحسب العلاقة:

$$A = \varepsilon \ell c = \alpha \ell$$

و

$$A' = \sigma \ell N = \alpha' \ell$$

لكلا الحالتين وبالترتيب.

وهكذا، إذا عرفت المسافة المقطوعة والامتصاصية المولية (أو مساحة مقطع الامتصاص)، وقيست الامتصاصية، يمكن استنتاج تركيز المادة (أو رقم كثافة المواد الماصة).

بالرغم من أن عدة من المعالات السابقة تستخدم كقانون بير لامبرت، إلا أن الاسم يجب أن يخص بالذات المعادلتين الأخيرتين. السبب تاريخي، وذلك لأن قانون لامبرت نص على أن الامتصاص يتناسب مع طول المسلك الضوئي، بينما نص قانون بير على أن الامتصاص يتناسب مع تركيز الجزيئات الماصة في المادة.

إذا تم التعبير عن التركيز كجزء مولي، أي بدون واحدة، فتأخذ عندها الامتصاصية المولية ε نفس واحدة معامل الامتصاص، أي مقلوب الطول cm^{-1}. وعلى أية حال، إذا تم التعبير عن التركيز بالمول في واحدة الحجم، تستخدم من

أجل الامتصاصية المولية ε واحدة $L \cdot mol^{-1} \cdot cm^{-1}$، وأحيانًا تحول الواحدة إلى $mol^{-1}\ cm^{2}$.

الاشتقاق:

لنفترض بأننا نصف جزيئات بأن لها مساحة مقطع الامتصاص (مساحة)، σ، معامدة لطريق الضوء المسلوك خلال محلول ما، عندها يتم امتصاص فوتون من الضوء إذا اصطدم بإحدى الجزيئات، أو ينفذ إذا لم يصطدم. نعرف z كمحور موازي لاتجاه تحرك فوتونات الضوء، وA المساحة، وdz سماكة (على طول المحور z) الشريحة ثلاثية الأبعاد من مسلك الضوء. سنفترض أن dz صغيرة جدًا بحيث أن لا يحجب أي جسيم جسيمًا آخر عند النظر باتجاه المحور z. ويكون تركيز الجسيمات في الشريحة ممثلا بـ N.

إن جزء الفوتونات الممتصة أثناء عبورها من هذه الشريحة يكون مساويًا لمساحة العتامة الكلية للجسيمات في الشريحة $\sigma AN\, dz$، مقسومة على مساحة الشريحة A، فينتج $\sigma N\, dz$. إذا كتبنا عدد الفوتونات الممتصة في الشريحة dI_z، والعدد الكلي للفوتونات الساقطة على الشريحة I_z، تعطى عندها كمية الفوتونات الممتصة في الشريحة بالصيغة:

$$\frac{dI_z}{I_z} = -\sigma N\, dz.$$

يمكن الحصول على حل هذه المعادلة التفاضلية البسيطة بمكاملة الطرفين للحصول على I_z كتابع لـ z:

$$\ln(I_z) = -\sigma N z + C.$$

اختلاف الشدة في الشريحة من أجل السماكة الحقيقية ℓ هو I_0 عند $z = 0$، وI_1 عند $z = \ell$. باستخدام المعادلة السابقة، يكتب الفرق في الشدة كما يلي:

$$\ln(I_0) - \ln(I_\ell) = (-\sigma 0 N + C) - (-\sigma \ell N + C) = \sigma \ell N$$

بإعادة ترتيب المعادلة تصبح بالشكل:

$$T = \frac{I_1}{I_0} = e^{-\sigma \ell N} = e^{-\alpha' \ell}.$$

وهذا يعني أن:

$$A' = -\ln\left(\frac{I_1}{I_0}\right) = \alpha' \ell = \sigma \ell N$$

و

$$A = -\log_{10}\left(\frac{I_1}{I_0}\right) = \frac{\alpha' \ell}{2.30} = \alpha \ell = \varepsilon \ell c$$

من الضروري اعتبار الاخطاء في الافتراض الموجود في هذا الاشتقاق، وخصوصًا بأن كل جسيم ماص يتصرف بشكل منفصل مع الضوء. يحدث الخطأ عندما تتوضع الجسيمات على طول المسلك الضوئي بحيث تصبح الجسيمات مختبئة ومحجوبة بالجسيمات الأخرى. يقترب الافتراض من الصحة فقط في بعض المحاليل الممددة، ويصبح غير دقيق مع زيادة تركيز المحاليل، أو بزيادة طول المسلك الضوئي.

ومن الناحية العملية، فإن دقة الافتراض هو أفضل من دقة معظم القياسات المطيافية حتى قيمة امتصاصية مساوية 1 (أو: $I_1/I_0 = 0.1$) وبتقريب جيد، فقياسات الامتصاصية في هذا المجال تكون على علاقة خطية مع تركيز المواد الماصة في المحلول. عند قيم كبيرة للامتصاصية، ستقل قيمة التركيز المقدرة بسبب تأثير حجب الجزيئات مالم يتم تطبيق عرقة غير خطية بين الامتصاصية والتركيز.

شروط القانون:

يوجد على الأقل خمسة شروط يجب توفيرها لنتمكن من تطبيق قانون بير، وهي:

1. يجب على المواد الماصة في المحلول أن تكون منفصلة عن بعضها.
2. يجب أن يكون وسط الامتصاص موزعا بتجانس في الحجم الكلي ويجب أن لا تبعثر الإشعاع.
3. يجب على الإشعاع الساقط أن يتألف من أشعة متوازية، كل منها تقطع نفس المسافة في الوسط الماص.
4. يجب على الضوء الساقط أن يكون أحادي اللون، أو أن يكون على الأقل ذو عرض أضيق من الوسط الماص.
5. يجب على التدفق الساقط أن لا يؤثر على الذرات أو الجزيئات، يجب أن يكون فقط لسبر الجسيمات المدروسة. وبشكل خاص، يجب على الضوء المستخدم أن لا يسبب أو إشباع ضوئي (optical saturation) أو ضخ ضوئي (optical pumping)، لأن هذا سيستنزف الإشعاع وقد يرفع من الإصدار المحفز.

إذا أخل بأي من هذه الشروط، سيكون هناك انحراف عن قانون بير.

قانون شارل:

في التحريك الحراري والكيمياء الفيزيائية يعتبر قانون شارل على أنه أحد قوانين الغازات وبشكل خاص الغاز المثالي والذي ينص على مايلي:

عند ضغط ثابت، فإن حجم كتلة معينة من غاز مثالي يزداد أو ينقص بنفس المقدار عند زيادة ونقصان درجة حرارته.

ان حجم كمية معينة من الغاز تحت ضغط ثابت تتغير طرديا مع درجة الحرارة.

القانون:

قام العالم تشارل بتثبيت ضغط الغاز ودرس العلاقة بين درجة الحرارة وحجم الغاز. واكتشف العالم جاك شارل عام 1787م ان عند ثبات ضغط كتلة معينة من غاز يتناسب حجمها تناسبا طرديا مع درجة حرارتها المطلقة ونستنتج القانون التالي:

$$\frac{V}{T} = k$$

حيث أن:

V حجم الغاز

T درجة حرارة الغاز مقاسة بالكلفن

k ثابت

ومنه ينتج أن:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \qquad \text{or} \qquad \frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} \qquad \text{or} \qquad V_1 \cdot T_2 = V_2 \cdot T_1$$

تجربة:

ناتي بإناء يحتوي على ماء ذو درجة منخفضة..وكذلك بالونة مطاطية ممتلئة بغاز،عندما نغمس البالونة في الماء ينكمش البالون ولكن لماذا؟ذلك بسبب أن مع انخفاض درجة الحرارة البالون يصغر حجم الغاز وتقترب جزيئاته قرب بعضها البعض.. وعند إبعاد البالون يعود إلى حالته الطبيعية.

قانوني فيك للانتشار:

قانوني فيك للانتشار (بالإنجليزية: Fick's laws of diffusion) عبارة عن قانونين يمثلان انتشار المواد عند غشاء نافذ ويحسبان تدفق الكتل عبر الغشاء، كما ويمثلان الانتشار الذاتي لمادة في محلول أو خليط ما. ويسمى هذان القانونان باسم العالم الألماني أدولف فيك الذي اشتقهما عام 1855.

قانون فيك الأوّل:

يربط هذه القانون بين تدفق الانتشار مادّة في وسط ما وحقل التركيز لهذه المادّة. الفرضية الكامنة في هذا القانون هو أنّ التدفق يكون من المناطق ذات التركيز المرتفع في الحقل إلى المناطق ذات التركيز المنخفض، بمقدار يتناسب مع تدرج التراكيز في الحقل. لذا، فإذا افترضنا أنّ التدرج موجود فقط على امتداد محور x (أي أنّه لا تغيير في التركيز في المحورين المعامدين)، فإنّ تدفق الانتشار يحقّق:

$$J = -D\frac{\partial \phi}{\partial x}$$

بحيث أن:

J هو تدفق الانتشار، بوحدات $\left(\frac{\mathrm{mol}}{m^2 \cdot s}\right)$، وهو يقيس كميّة المادّة المتدفّقة عبر مساحة صغيرة خلال فترة قصيرة من الزمن؛

D هو معامل الانتشار، أو الانتشارية، بوحدات $\left(\frac{m^2}{s}\right)$ وهو يتعلّق بنوع المادة، ويعبّر عن المساحة التي تنتشر إليها مادّة معيّنة خلال فترة زمنية قصيرة؛

ϕهو تركيز المادّة، بوحدات $\left(\frac{\mathrm{mol}}{m^3}\right)$؛

x هو إحداثي ويدل على الموقع الذي يتم به حساب التدفق، بوحدات(m).

يجدر الذكر أنّ المعامل D هو الوحيد في قانون فيك الذي يمت بصلة لنوع المادّة، وهو يتناسب طرديًا مع مربّع سرعة جزيئات المادّة، أي أنّه يتعلّق بدرجة الحرارة بلزوجة الوسط الذي تتحرّك فيه الجزيئات وبحجم الجزيئات، وفق علاقة ستوكس–أينشتاين. بالإضافة إلى ذلك، فإنّ إشارة الناقص تشير إلى أنّ اتجاه التدفق يكون عكس اتجاه التدرج؛ فمثلاً، إذا ارتفع تركيز المادة على امتداد الاتجاه التصاعدي لـــ x، فإنّ التدفق سيكون بالاتجاه التنازلي لقيم x.

كذلك، يذكر أنّه بعدم وجود أية قوى أخرى تؤثر على المادّة (بما في ذلك قوى تكون بين جزيئات المادّة نفسها)، فإنّ كل جزيء للمادّة سيتحرك بشكل عشوائي في الفراغ. لكن بسبب وجود تدرج تراكيز، فمن ناحية إحصائية سيكون هنالك عدد أكبر من جزيئات المادة الموجودة في أماكن التركيز المرتفع التي تتحرك نحو أماكن التركيز المنخفض؛ أي أنّه، *بالمجمل*، سوف تشهد حركة جزيئات نحو أماكن التركيز المنخفض،' مع أنّ هذا لا ينفي تحرك جزء من الجزيئات من أماكن التركيز المنخفض نحو أماكن ذات تركيز أكثر ارتفاعًا بالذات. وهذا هو بالضبط المقصود من قانون فيك الأوّل للانتشار - فإنّه ينظر إلى حقل التركيز، وليس إلى حركة كل جزيء على حدة: بالمجمل، هنالك تدفق لجزيئات المادّة بمقدار يتناسب مع تدرج حقل التراكيز.

أمّا إذا كان حقل التراكيز متغيّرًا بأبعاده الثلاثة، فإنّ تدفق الانتشار في هذه الحالة يحسب وفق تعميم رياضي للقانون السابق:

$$J = -D\nabla\phi$$

بحيث أنّ $\nabla\phi$ هو التدرج ثلاثي الأبعاد لحقل التراكيز:

$$\nabla\phi = \frac{\partial\phi}{\partial x} + \frac{\partial\phi}{\partial y} + \frac{\partial\phi}{\partial z}$$

أخيرًا، يذكر هنا أنّ القوانين أعلاه، حيث القوة الدافعة للانتشار هي تدرج التركيز، صحيحة فقط لمحلول أو خليط مثالي. أمّا في منظومات كيميائيّة أخرى، فإنّ القوة الدافعة لانتشار كل مادة في الخليط هي تدرّج الكمون الكيميائي لتلك المادّة. هنا، يتحوّل قانون فيك الأوّل (بصيغته أحادية البعد) إلى:

$$J = -\frac{Dc_i}{RT}\frac{\partial\mu_i}{\partial x}$$

بحيث أنّ:

c_i هو تركيز المادّة i بوحدات $\frac{mol}{m^3}$؛

R هو ثابت الغازات العام بوحدات $\left(\frac{J}{Kmol}\right)$؛

T هي درجة الحرارة المطلقة بوحدات K؛

μ هو الكمون الكيميائي للمادّة i بوحدات $\left(\frac{J}{mol}\right)$.

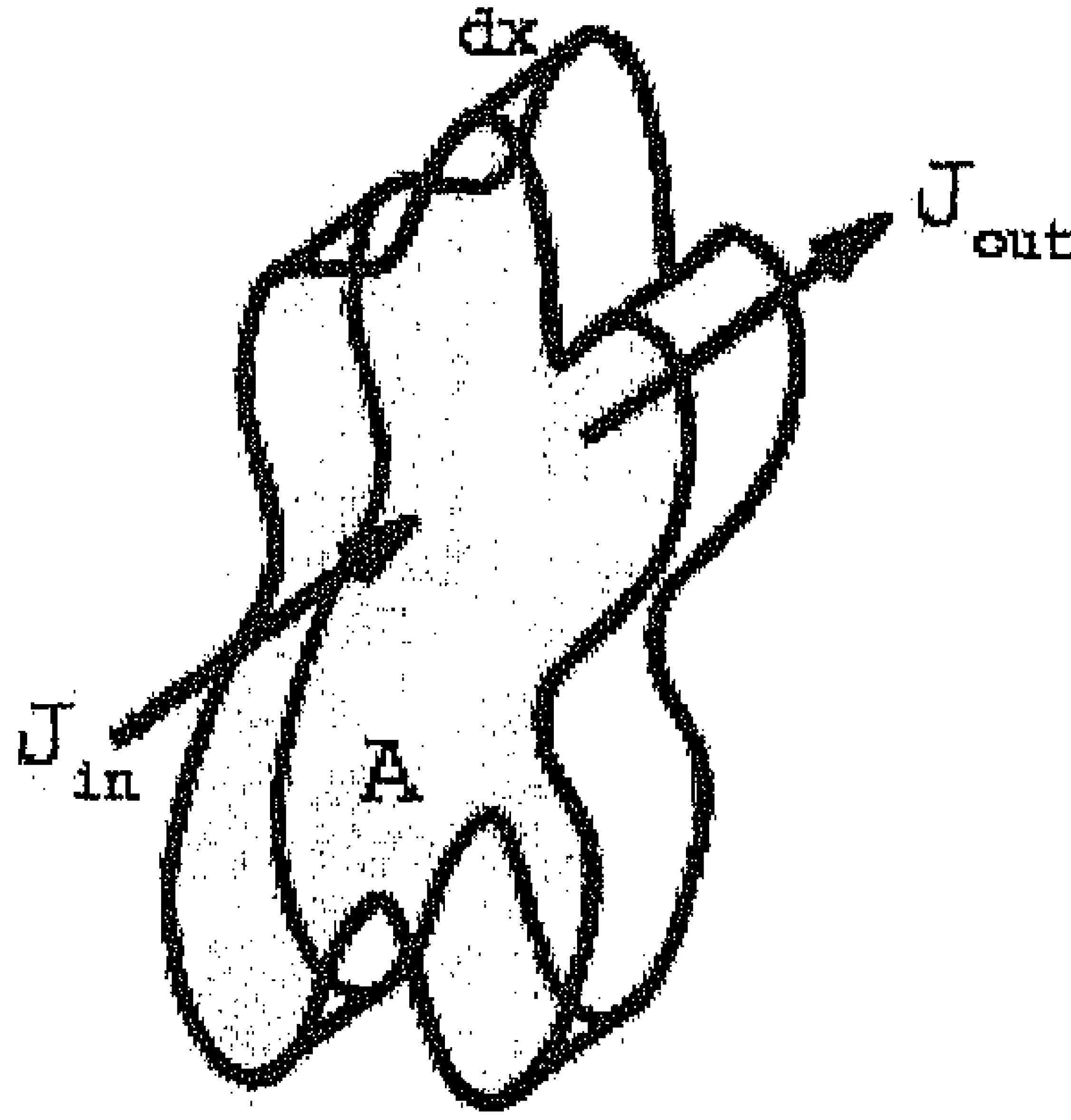
قانون فيك الثاني:

إذا ما استمرّت عملية الانتشار فترة كافية، أو إذا كانت عملية الانتشار سريعة، فإنّها ستؤدي في نهاية المطاف إلى تغيير حقل التركيز. قانون فيك الثاني يعطي تصورًا لتلك التغييرات التي تطرأ في حقل التركيز نتيجة عملية الانتشار:

$$\frac{\partial \phi}{\partial t} = D\frac{\partial^2 \phi}{\partial x^2}$$

بحيث أنّ t هو الاحداثي الزمني (بوحدات الثانية، مثلاً)، وباقي الرموز هي كالسابق.

اشتقاق القانون الثاني:



تطبيق قانون حفظ المادة في حجم موحل في الصغر ذو مساحة سطح A وسمك dx. التدفق الداخل إلى الحجم مقداره J_{in} والخارج منه J_{out}.

لنفرض أنّ التركيز ϕ يتغيّر فقط باتجاه محور x. إذا ما طبّقنا قانون حفظ المادة على حجم موحل في الصغر ذو مساحة A وسمك لامتناهٍ في الصغر dx، كما في الرسم، نحصل على المعادلة الآتية:

$$(\phi(t+dt)-\phi(t))\,Adx=(J_{in}-J_{out})\,Adt$$

أو:

$$(\phi(t+dt)-\phi(t))\,Adx=(J(x+dx)-J(x))\,Adt$$

الجهة اليسرى من المعادلة تعطينا الكمية الكلية للمادة في الحجم الذي نتمعّن به حاليًا. أمّا الجهة اليسرى، فهي عبارة عن الفرق بين كميّة المادّة التي تتدفّق بين جهتي الحجم (السطح الأخضر في الرسم والسطح المقابل له). حسب قانون حفظ المادّة، وإذا فرضنا أنّه بداخل الحجم أعلاه لا تتكوّن أو تختفي أي جزيئات من المادة (أي لا يوجد مصدر أو مصرف للمادة في الحجم)، فإنّ الفرق بين الكميات المتدفقة من الجهتين يساوي الكمّيّة الموجودة في داخل الحجم بكل لحظة.

من الواضح أنّه باختزال A، وبتعديلات جبرية طفيفة، بالإمكان إحالة المعادلة إلى الصورة التالية:

$$\frac{\partial\phi}{\partial x}=-\frac{\partial J}{\partial x}$$

لكن العلاقة بين تدفق الانتشار وبين تركيز المادة معروفة من قانون فيك الأوّل:

$$\frac{\partial\phi}{\partial x}=-\frac{\partial J}{\partial x}=\frac{\partial}{\partial x}\left(D\frac{\partial\phi}{\partial x}\right)=D\frac{\partial^2\phi}{\partial x^2}$$

بالخطوة الأخيرة فرضنا أن معامل الانتشار، D، لا يتغير مع x، ولذلك بالإمكان إخراجه من المشتقة الجزئية والحصول على قانون فيك الثاني.

القانون العام:

قانون فيك الثاني العام (ثلاثي الأبعاد) يكتب بالصورة التالية:

$$\frac{\partial \phi}{\partial t} = D\nabla^2 \phi$$

وهو معروف أيضًا باسم معادلة الحرارة، بحيث أنّ:

$$\nabla^2 \phi = \frac{\partial^2 \phi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \phi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \phi}{\partial z^2}$$

أما إذا كان معامل الانتشار يتعلق بالاحداثيات المكانيّة فيكون قانون فيك الثاني على الصورة الآتية:

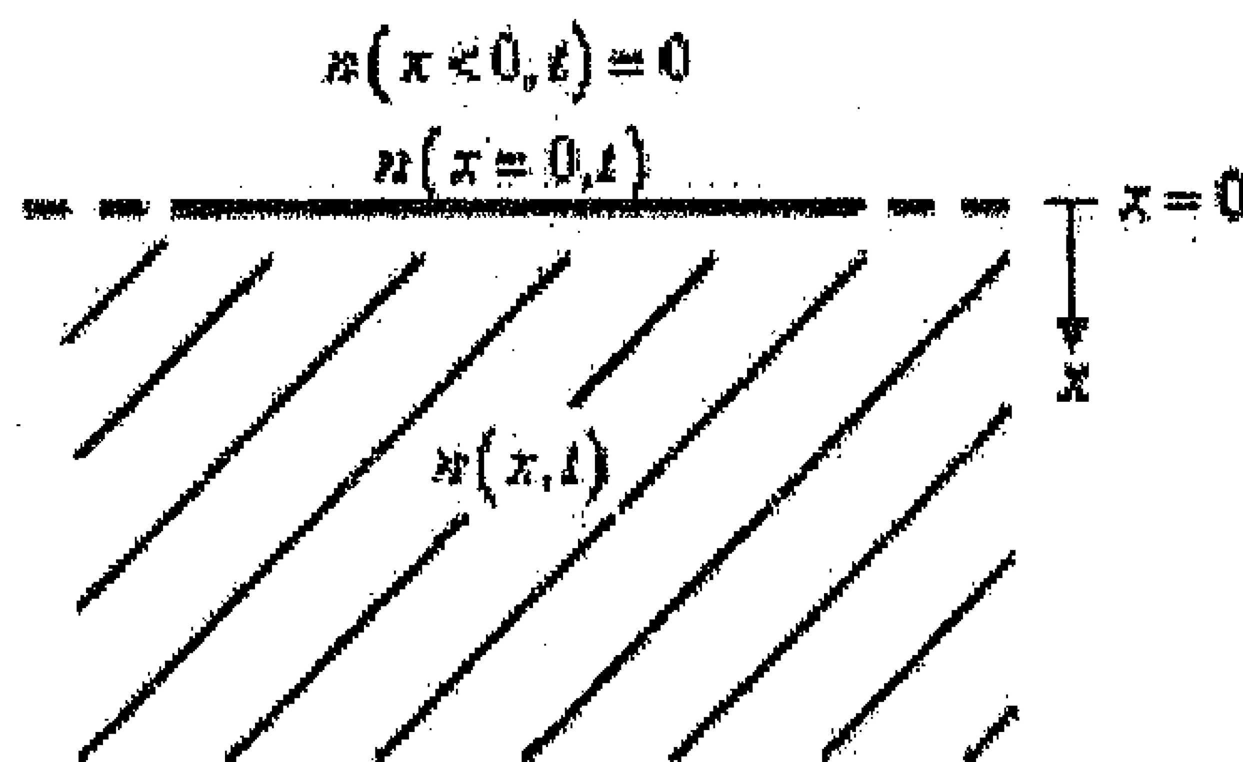
$$\frac{\partial \phi}{\partial t} = \nabla \left(D\nabla \phi \right)$$

حالات فريدة:

- إحدى الحالات التي من المهم معاينتها هي الحالة الراسخة التي لا يتغيّر فيها حقل التراكيز مع الزمن، أي أنّ المشتقة الجزئية بالمتغير t تساوي صفر. في هذه الحالة نحصل من قانون فيك الثاني على معادلة لابلاس:

$$\nabla^2 \phi = 0$$

ويطلق الرياضيون على حلول هذه المعادلة (التي تتعلّق بالشروط الحدودية للمسألة) اسم الدوال التوافقية.



انتشار مادّة ما بشكل أحادي البعد في وسط نصف لا–نهائي (بالأزرق). الشرط الحدودي في المستوى $x = 0$ يحدد حل مسألة الانتشار.

• إحدى حالات الانتشار التي من السهل حلّها، نسبيًا، هي انتشار في وسط نصف لا–نهائي، يتغير فيه تركيز المادة المنتشرة باتجاه واحد فقط (انظر الرسم).

الشرط الحدودي في المستوى $x = 0$ يحدّد نوعيّة الحل الناتج لمعادلة فيك.

لأنّ قانون فيك الثاني أحادي البعد يحتوي على ثلاثة عمليات اشتقاق (اثنتان بالمتغيّر x وواحدة بالمتغير t)، سوف نحتاج إلى ثلاثة شروط حدوديّة لحل المسألة بكاملها. إحدى الحالات البسيطة هي:

1. $n(x, t = 0) = n_i$، ويسمى أيضًا شرط ابتدائي أو أوّلي، ويمثل كون المادة بتركيز أوّلي متساوٍ في كل مكان في اللحظة $t = 0$؛
2. $n(x \to \infty, t) = n_i$، وهو يعبّر عن كون تركيز المادّة في النقاط البعيدة بعدًا هائلاً عن الحد $x = 0$مساويًا دائمًا للتركيز الأوّلي (أي لكل t) ولن يتأثر أبدًا بعمليّة الانتشار بسبب البعد الزمني والمكاني.

أمّا بالنسبة للشرط الحدودي الثالث والأهم، في المستوى $x = 0$، فسنمعن النظر في شرطين مختلفين:

الشرط الأوّل:

ينص الشرط الأوّل على أنّ التركيز على طول المستوى $x = 0$يبقى ثابتًا بكل نقطة زمنيّة، أيّ:

$$n(x = 0, t) = n_0$$

في هذه الحالة فإنّ الحل الناتج سيكون:

$$\frac{n(x,t) - n_i}{n_0 - n_i} = 1 - \text{erf}(\frac{x}{2\sqrt{Dt}}) = \text{erfc}(\frac{x}{2\sqrt{Dt}})$$

بحيث أنّ erfهي دالة تابع الارتياب، تحقّق:

$$\text{erf}(x) = \frac{2}{\sqrt{\pi}} \int_0^x e^{-t^2}\, dt$$

وerfc هي الدالة المتممة لها.

الشرط الثاني:

الشرط الثاني ينص على أنّ تدفّق الانتشار في المستوى $x = 0$، والذي نحصل عليه من قانون فيك الأوّل، هو ثابت مع الزمن:

$$-D\frac{\partial n}{\partial x}\Big|_{x=0} = j_0$$

في هذه الحالة، يكون حل الانتشار هو:

$$n(x,t) - n_i = 2j_0\sqrt{\frac{t}{\pi D}}e^{-\frac{x^2}{4Dt}} - \frac{j_0 x}{D}\mathrm{erfc}\left(\frac{x}{2\sqrt{Dt}}\right)$$

يشار إلى أنّ الكميّة $2\sqrt{Dt}$ذات وحدات مسافة وتسمّى مسافة الانتشار، لكونها تظهر في الحلول أعلاه دائمًا في مقام كسر بسطه هو x، وهي تعطي مقياسًا لمدى انتشار جزيئات المادة في زمن t.

قانون جاي-لوساك:

قانون جاي–لوساك في الكيمياء و الفيزياء (بالإنجليزية: Gay-Lussac's law) ينص فهذا القانون على أن حجم غاز مثالي يتغير تغيرا طرديا مع درجة الحرارة عند ثبات الضغط. تقاس درجة الحرارة هنا بالكلفن كما يفترض ثبات كمية الغاز. معنى ذلك أن الغاز يتمدد بالتسخين وينكمش عند فقده حرارة. وقد اكتشف هذا الاعتماد بين حجم الغاز ودرجة الحرارة جاك شارلز عام 1787 و العالم والفيزيائي الفرنسي جوزيف جاي–لوساك في عام 1802:

فعندما يكون الضغط p ثابتا و كذلك كمية n المادة ثابتة تنطبق المعادلة:

$$V \sim T \qquad \frac{V}{T} = \mathrm{const} \qquad \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

تعتبر هذه المعادلة جزءا من قانون جاي-لوساك ويسمى أحيانا "قانون شارلز"، أما قانون جاي-لوساك فيصاغ كالآتي:

$$V(T) = V_0\left(1 + \gamma_0[T - T_0]\right) \qquad \text{with} \qquad \gamma_0 = \frac{1}{T_0} = \frac{1}{273{,}15\ \mathrm{K}}$$

حيث:

T_0 درجة الحرارة عند الصفر المئوي , أي عند 273,15 كلفن.

T درجة الحرارة التي تهمنا، حيث يجب استخدام نفس الوحدات التي استخدمناها مع T_0.

و γ_0 معامل التمدد الحراري عند درجة حرارة T_0، حيث ينطبق في حالة غاز مثالي العلاقة $\gamma = 1/T$.

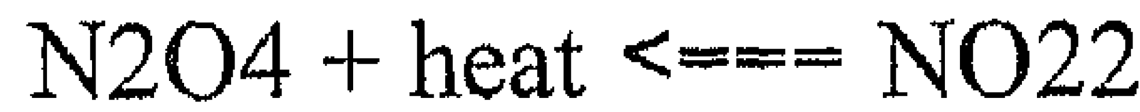
نستنتج من قانون جاي-لوساك أنه لا بد من وجود الصفر المطلق لدرجة الحرارة حيث تتنبأ المعادلة بحجم "صفري" عند درجة الصفر المطلق، إذأن الحجم لا يمكن أن يكون سالبا الإشارة (أقل من الصفر). كما يشكل استنباط القانون من قياسات معملية أساسا لمقياس درجة الحرارة بالكلفن، حيث استنبطت درجة الصفر المطلق وعُينت عن طريق تمديد القياسات العملية إلى وصول الحجم إلى قيمة الصفر.

مبدأ لو شاتيليه:

في الكيمياء مبدأ لو شاتيليه الذي يسمى أيضا مبدأ لو شاتيليه-براون Le Chatelier، يستخدم لتعيين تأثير تغيير أحد دالات الحالة مثل تغيير الضغط أو تغيير درجة الحرارة علي التوازن الكيميائي. المبدأ يحمل اسمي هنري لوي لو شاتيليه وكارل فرديناند براون اللذان اكتشفاه كل على حدة. ويمكن تلخيصه كما يلي:

إذا حدثت تغييرات في التركيز، أو درجة الحرارة، أو الحجم، أو الضغط الجزئي لأحد المواد في نظام كيميائي موجود في حالة توازن كيميائي فعندها سيتغير التوازن الكيميائي في الاتجاه الذى يُحد من تأثير هذا التغيير.

في الكيمياء، يستخدم المبدأ للتحكم في نتيجة التفاعلات العكوسية، عادة لزيادة نتيجة المعادلة مثلا في التفاعل الاتى:



$$N2O4 + heat <=== NO22$$

برفع درجة الحرارة يثير التفاعل نحو تكوين N2O4.

وهذا ينطبق على التفاعلات الطاردة للحرارة، فبزيادة درجة الحرارة يسير التفاعل في الاتجاه من اليسار إلى اليمين.

تأثير تغير التركيز:

إذا زاد تركيز أحد المواد الداخلة في التفاعل فإن التوازن الكيميائي سوف ينزاح في الاتجاه الذي يخفض هذه الزيادة في التركيز. وبناءا على ذلك فإن سرعة التفاعل سوف تزيد وسوف تتغير نواتج التفاعل بقدر تأثير زيادة التركيز.

ويمكن توضيح ذلك في مثال توازن أول أكسيد الكربون والهيدروجين وكلاهما غاز. فهما يتفاعلان وينتجا ميثانول طبقا للمعادلة:



$$OH_3CH \rightleftharpoons {}_2H\ 2 + CO$$

فإذا افترضنا وأزدنا تركيز أول أكسي الكربون، فطبقا لمبدأ لو شاتيلييه نتوقع زيادة الإيثانول بحيث يخفض من تغير تركيز أول أكسيد الكربون. أي أننا عندما نزيد أحد مواد التفاعل، فإن سريان التفاع سوف يتجه في اتجاه خفض التغير الحادث.

كذلك إذا سحبنا كمية من أحد المواد المتفاعلة فإن التفاعل سوف يسير في الاتجاه الذي يعوض هذا الانحفاض، أي يسير التفاعل في اتجاه انخفاض تركيز أحد المواد.

وتتطابق تلك المشاهدة مع نظرية التصادم. فعندما يزداد تركيز أول أكسيد الكربون CO فإن معدل حدوث صدمات ناجحة بين الجزيئات وهي تعمل على زيادة التفاعل في الاتجاه الذي يزيد من الناتد، وهو الميثانول. وحتى لو كان الناتج المطلوب لا تزكيه ترموديناميكية التفاعل، فإنه يمكننا الحصول على هذا الناتج بكثرة عن طريق سحب المتكون منه أولا بأول من المحلول.

تأثير تغيير درجة الحرارة:

سحب الحرارة من التفاعل تزيد من سير تفاعل ناشر للحرارة، وتزويد النظام بحرارة تزيد من تفاعل تفاعل يمتص الحرارة. وسوف نأخذ هنا مثال مخلوط غاز في حالة توازن كيميائي مكون من ثاني أكسيد النيتروجين البني اللون ورابع أكسيد النيتروجين NO42 وهو عديم اللون:



$$2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$$

يبلغ الإنثالبي للتفاعل في اتجاه اليمين $\Delta\overrightarrow{H} = -58\frac{kJ}{mol}$,

أي أن هذا التفاعل تفاعل ناشر للحرارة حيث تنتشر حرارة منه. أما التفاعل العكسي من اليمين إلى اليسار فهو تفاعل يمتص الحرارة وتبلغ انثالبيته:

$$\Delta\overleftarrow{H} = +58\frac{kJ}{mol}.$$

فإذا رفعنا درجة الحرارة مع الاحتفاظ بالحجم ثابتا، فإن التفاعل سوف يسير في الاتجاه من اليمين إلى اليسار، أي أن رفع درجة الحرارة تكون في صالح التفاعل الماص للحرارة، وبذلك ينزاح التوازن إلى اليسار، ويصير المخلوط غامقا اللون. أما إذا خفضنا درجة الحرارة فإن هذا يعمل في صالح التفاعل الناشر للحرار، وندئذ ينزاح التوازن إلى اليمين ويصبح المخلوط عديم اللون.

قانون هس:

تعتمد العديد من الحسابات الكيميائية على قانون وضعه العالم الألماني (هس) عام 1840. وينص هذا القانون على أن قيمة حرارة التفاعل (التغير في المحتوى الحراري، أو التغير في الإنثالبي القياسي لتكوين مركب) لأي تفاعل كيميائي تحت ضغط ثابت يساوي كمية ثابتة سواء تم التفاعل في خطوة واحدة أو عدة خطوات. وهذا يعني أن حرارة التفاعل تعتمد فقط على خواص المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل، أي على الحالتين الابتدائية والنهائية للتفاعل ولا تتأثر بالطريق الذي يسلكه التفاعل. وتتضح أهمية هذا القانون في إمكانية حساب حرارة التفاعل وذلك أيضا للتفاعلات التي لايمكن قياسها بطرق تجريبية بسبب حدوثها ببطئ شديد بحيث تتعذر دراستها أو أن تحدث تفاعلات جانبية تنتج موادا غير مرغوب فيها بجانب المواد المطلوبة.

نص قانون هس الحراري:

" التغير في الإنثالبي ΔH الحادث أثناء احدى العمليات التامة هو مجموع تغيرات الإنثالبي لجميع الخطوات المتتالية للعملية".

نستنتج من هذا القانون أن إنثالبي التفاعل لا يتغير بتغير مسار التفاعل وإنما يعتمد فقط على الحالة الابتدائية والحالة النهائية للتفاعل.

مثـــــال:

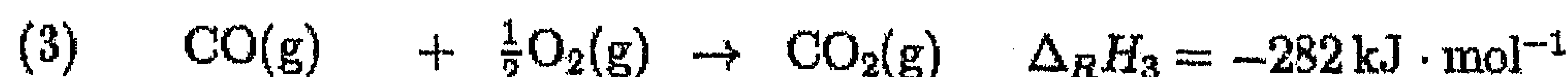
يمكن احتراق الجرافيت مباشرة منتجا ثاني أكسيد الكربون (1)، أو عبر عدة خطوات حيث ينتج أولا أول أكسيد الكربون (2), (3). ثم ينتج بعده ثاني أكسيد الكربون. فيكون أنثالبي التفاعل الكلي $\Delta_R H$ في الحالتين متساويا.



$$(1)\quad C(Graphit) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta_R H_1 = -393\,kJ \cdot mol^{-1}$$



$$(2)\quad C(Graphit) + \tfrac{1}{2}O_2(g) \rightarrow CO(g) \quad \Delta_R H_2 = -111\,kJ \cdot mol^{-1}$$



$$(3)\quad CO(g) + \tfrac{1}{2}O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta_R H_3 = -282\,kJ \cdot mol^{-1}$$

انثالبي التفاعل التام في الحالتين متساويا ويبلغ -393 كيلوجول/مول. الإشارة السالبة للإنتروبي تعني أن هذا التفاعل تفاعل ناشر للحرارة.

الصيغة الرياضية:

تسهل لنا قانون هيس حساب تغير الإنثالبي (ΔH) خلال التفاعل في حالة عدم إمكانية قياسها عمليا مباشرة. ونقوم بحسابها بعدة عمليات حسابية بسيطة مع استخدام معادلة التفاعل المعنية، ونستخدم أيضا بعض القيم للإنثالبي المعروفة والتي عينت من قبل.

وطبقا للمثال السابق يمكن تجزئة تفاعل تام، مثل احتراق الجرافيت (كربون) للحصول على ثاني أكسيد الكربون. ويقول قانون هيس أن التغير الإنثالبي الكلي للتفاعل يكون مساويا لتغيرات الإنثالبي لكل خطوة من خطوات التفاعل. أي أن ΔH لإحدى خطوات التفاعل يمكن حسابها عن طريق معرفة الفرق في حرارة التكوين لمركب كيميائي (ناتج) وحرارة التكوين للمواد الداخلة في التفاعل:

$$\Delta H^{\ominus}_{reaction} = \sum \Delta H^{\ominus}_{\mathrm{f}\,(products)} - \sum \Delta H^{\ominus}_{\mathrm{f}\,(reactants)}$$

حيث العلامة $^{\ominus}$ تعني القيم في الظروف القياسية للمواد (انظر انثالبي قياسي للتكوين).

علاقته بالإنتروبيا والطاقة الحرة:

يمكن صياغة قانون هس لكي يحتوي تغيرات الإنتروبيا وطاقة غيبس الحرة، التي تشكل أيضا دوال لحالة النظام. وتعتبر دورة بورويل الترموديناميكية مثالا على هذا التطبيق حيث يستفيد من قياسات سهلة للتوازن الكيميائي ولجهود الأكسدة-اختزال بغرض تعيين طاقة غيبس الحرة التي لا يمكن قياسها عمليا مباشرة. كذلك بربط القيم $\Delta G^{\ominus}$ من دورة بوردويل بقيم تغير الإنثالبي $\Delta H^{\ominus}$ التي نحصل عليها من قانون هس يمكننا تعيين تغير الإنتروبيا أيضا حسابيا.

بالنسبة إلى طاقة غيبس الحرة نحصل على:

$$\Delta G^{\ominus}_{reaction} = \sum \Delta G^{\ominus}_{\mathrm{f}\,(products)} - \sum \Delta G^{\ominus}_{\mathrm{f}\,(reactants)}$$

ويختلف الوضع بالنسبة إلى الإنتروبيا حيث أن الإنتروبيا يمكن قياسها وتعيين قيمها المطلقة (انظر إنتروبيا مولية قياسية). ونستخدم قيم الإنتروبيا المطلقة للمواد الداخلة والمواد الناتجة من التفاعل:

$$\Delta S^{\ominus}_{reaction} = \sum S^{\ominus}_{(products)} - \sum S^{\ominus}_{(reactants)}$$

مثال آخر:

يمكننا قانون هس حساب التغير في الإنثالبي (ΔH) لتفاعل حتى ولو لم يمكن تعيينه عمليا. وتتضمن الطريقة إجراء بعض الحسابات البسيطة على معادلة التفاعل مع استخدام القيم المعروفة عن للإنثالبيات القياسية للتكوين للمواد الداخلة والناتجة من التفاعل.

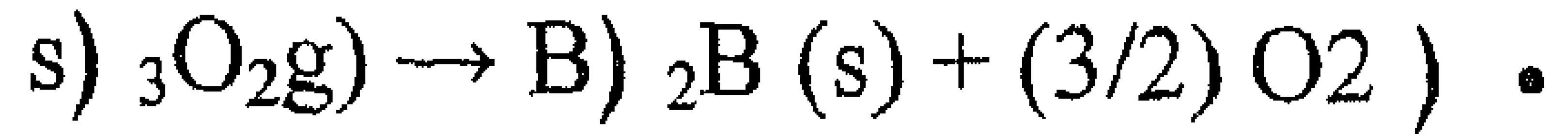
يمكن بجمع عدة معادلات كيميائية الحصول على محصلة للتفاعل. فإذا كان التغير في الإنثالبي لكل معادلة معروفا فنحصل على حصيلة تغير الإنثالبي للتفاعل الكلي. فإذا كان التغير الكلي في الإنثالبي سالبا الإشارة ($\Delta H_{net} < 0$)، يكون التفاعل تفاعل ناشر للحرارة. أما إذا كانت ΔH موجبة الإشارة يكون التفاعل تفاعل ماص للحرارة. وتلعب الإنتروبيا دورا هاما في معرفة عما إذا كان التفاعل الكيميائي يسير تلقائيا إم لا، حيث أن بعض التفاعلات التي يكون التغير للإنثالبي موجبا الإشارة ورغم ذلك يسير التفاعل تلقيائيا من نفسه.

ويقول قانون هس أن تغيرات الإنثالبي يمكن جمعها. أي أن ΔH لأحد التفاعلات يمكن حسابها كالفرق بين انثالبي قياسي للتكوين لنواتج التفاعل مطروحا منه انثالبي قياسي لتكوين المواد الداخلة في التفاعل، طبقا للمعادلة:.

$$\Delta H^{\ominus}_{reaction} = \sum \Delta H^{\ominus}_{\mathrm{f}\,(products)} - \sum \Delta H^{\ominus}_{\mathrm{f}\,(reactants)}$$

حيث يدل الرمز $^{\ominus}$ على حالة الظروف القياسية.

والآن نريد حساب ΔH_f للتفاعل:



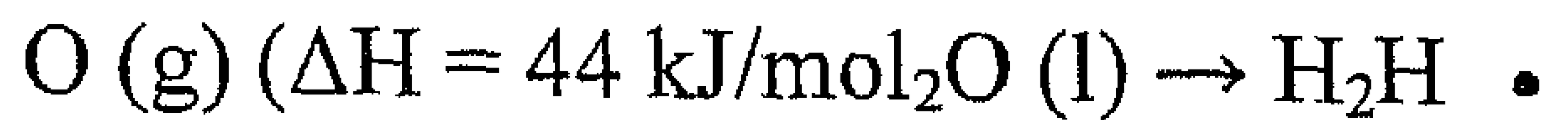
- s) $_3O_2$g) → B) $_2$B (s) + (3/2) O2)

تقول المعادلة نريد إضافة بروم (Solid) إلى الأكسجين (gas) بالكميات الموجودة لنحصل على أكسيد البروم (solid).

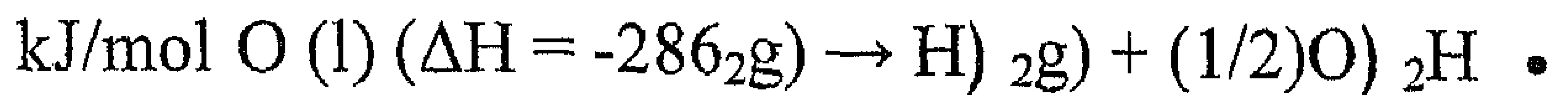
يمكن أن تكون تلك المعادلة الكيميائية حصيلة للتفاعلات التالية:



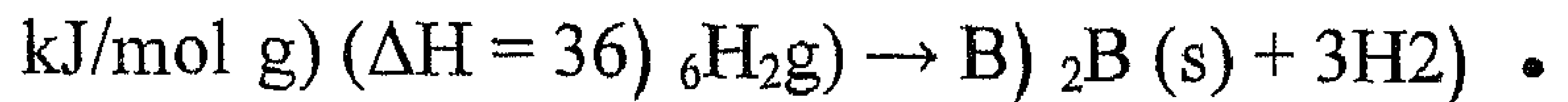
- (g) (ΔH = 2035 kJ/mol) $_6H_2$B+ (g) $_2$O (g) → 3O$_2$s) + 3H) $_3O_2$B



- O (g) (ΔH = 44 kJ/mol$_2$O (l) → H$_2$H



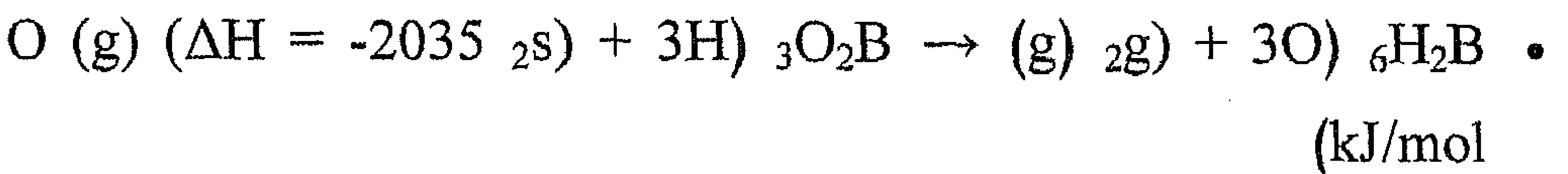
- kJ/mol O (l) (ΔH = -286$_2$g) → H) $_2$g) + (1/2)O) $_2$H



- kJ/mol g) (ΔH = 36) $_6H_2$g) → B) $_2$B (s) + 3H2)

تدل إشارات تغير الإنثالبي للتفاعل الأول والثاني والرابع على أن التفاعل من نوع تفاعل ناشر للحرارة. أما التفاعل الثالث ذو إشار سالبة (ΔH = -286 kJ/mol) فهو يدل على تفاعل ماص للحرارة. مع ملاحظة طور المواد، هل هي صلبة أم سائلة أم غازية (تحولات طور المادة تقترن بإنثالبية تحول الطور).

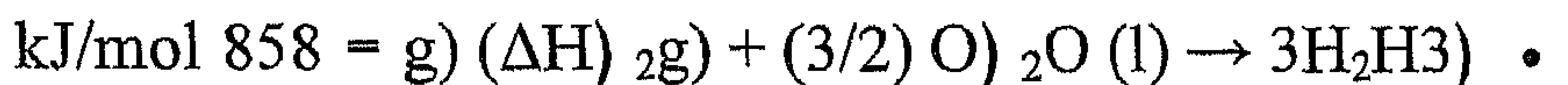
نجري بعض عمليات الضرب ونعكس معادلات التفاعل (تنعكس بالتالي إشارة تغير الإنثالبي)، وينتج:



- O (g) (ΔH = -2035 $_2$s) + 3H) $_3O_2$B → (g) $_2$g) + 3O) $_6H_2$B (kJ/mol



- O (l) (ΔH = -132 kJ/mol$_2$O (g) → 3H$_2$H3)

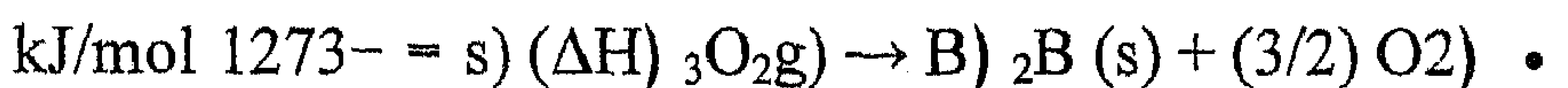


- kJ/mol 858 = g) (ΔH) $_2$g) + (3/2) O) $_2$O (l) → 3H$_2$H3)



- kJ/mol g) (ΔH = 36) $_6H_2$g) → B) $_2$B (s) + 3H2)

ونجمع الأربعة معادلات مع شطب المقادير المتماثلة على جهتي المعادلة، فينتج:



- kJ/mol 1273− = s) (ΔH) $_3O_2$g) → B) $_2$B (s) + (3/2) O2)

تقول تلك النتيجة أن تكوين أكسيد البروم من تفاعل البروم والأكسجين هو تفاعل ناشر للحرارة (أي من المفروض أن يسير تلقائيا)، وتنتشر منه حرارة قدرها 1273 كيلو جول/ مول).

قانون انحفاظ الطاقة:

في الفيزياء ينص قانون بقاء الطاقة أو انحفاظ الطاقة على أنه في أي نظام معزول، الطاقة لا تفنى ولا تستحدث من عدم ولكن يمكن تحويلها من صورة لأخرى.

يمكن تحويل الطاقة من صورة إلى أخرى مثل طاقة الحركة يمكن أن تتحول إلى طاقة حرارية، ولكن ليس ممكنا في نظام مغلق معزول أن تخلق طاقة من نفسها أو تفنى. ونقول أن الطاقة تتبع قوانين الانحفاظ.

نعرف صورا عديدة للطاقة: طاقة حركة، طاقة حرارية، طاقة كهربائية، طاقة ميكانيكية، طاقة إشعاعية وغيرها، ويمكن تحولها من صورة إلى أخرى. ولكن تبقى الطاقة ولا تفنى. كما بينت النظرية النسبية لأينشتاين أن الطاقة يمكن أن تتحول إلي مادة (أنظر أسفله):

وقانون انحفاظ الطاقة هو أحد المبادئ الأساسية في جميع العلوم وينص على:

كمية الطاقة الكلية في نظام مغلق لا تتغير.

ونعني "بنظام مغلق" بأنه نظام لا يتبادل طاقة أو معلوماتية أو مادة أو تآثر مع الوسط المحيط.

حركة الأجسام:

يعتبر جاليليو أول من فكر في انحفاظ الطاقة عام 1638 عند دراسته لحركة البندول حيث رأى ان طاقة الوضع تتحول إلى طاقة حركة باهتزاز البندول وبالعكس. ثم جاء جوتفريد لايبنتز خلال الأعوام 1676-1689 وحاول صياغة

الطاقة المصاحبة للحركة رياضيا. واعتبر لايبنتز أن أنظمة متعددة كل منها له كتلة m_i و سرعة v_i يكون لها طاقة حركة "متناسبة" مع:

$$\sum_i m_i v_i^2$$

وتظل محفوظة طالما أن الكتل لا تتفاعل مع بعضها البعض. ويعتبر هذا التصور صحيحا بالنسبة إلى بقاء طاقة الحركة في الحالات التي لا يكون فيها احتكاك.

وكان كثير من الفيزيائيين في ذلك العهد يعتبرون انحفاظ الزخم الخطي:

$$\sum_i m_i v_i$$

بأنه انحفاظ أيضا للطاقة أيضا. ثم توصل العلماء فيما بعد إلى اكتشاف انحفاظ طاقة الحركة وكذلك انحفاظ زخم الحركة خلال دراستهم للتصادم المرن بين كرات مثلما في لعبة البلياردو.

وكان من فضل علماء ومهندسين مثل جون سميتون وكارل هوتسمان ومارك سيجوين الذين اعترضوا على أن يكون زخم الحركة هو الوحيد كقانون للحفاظ. وبالتدريج شعر العلماء أن هناك ارتباطا بين الحرارة والحركة حيث تتولد حرارة عن الاحتكاك وبالعكس. وكانت دراسات لافوازييه وبيير سيمون لابلاس عام 1783 علامات على طريق نظرية الحرارة. كذلك لاحظ بنيامين تومسون عام 1798 نشأة الحرارة من عملية حفر ماسورات المدافع، واعتبر وجود معامل ثابت لتحويل الحركة إلى حرارة وبالعكس. عندئذ قام توماس يونج بتسمية "طاقة" على تلك الظاهرة عام 1807.

وعن طريق المعايرة توصل العلماء إلى أن طاقة الحركة تساوي:

$$\frac{1}{2}\sum_i m_i v_i^2$$

والتي تفهم على أنها القيمة الحقيقية لطاقة الحركة المستخدمة في ثابت تحويل الشغل وهي النتيجة التي توصل إليها يسبارد كوريوليس وجين بونسيليت خلال الاعوام 1818–1839.

ونعرفها في عصرنا الحديث ب طاقة الحركة. أي أنه إذا تحرك جسم كتلته m بسرعة مقدارها v تكون له طاقة حركة قدرها.

$$\frac{1}{2}mv^2$$

ونشاهد ذلك من حياتنا اليومية عند تصادم السيارات حيث يزداد تهشم السيارة كلما زادت سرعتها، أو بمعنى أصح يتناسب تهشم العربة بزيادة مربع سرعتها.

قانون بقاء الطاقة في الديناميكا الحرارية:

يحتوي كل نظام ديناميكي حراري على قدر من الطاقة. وتتكون تلك الطاقة من جزء خارجي E_a وجزء داخلي E_i يسمى طاقة داخلية.

وتشكل الطاقة الكلية لنظام مجموع ذلك الجزئين، مع أنه عند دراستنا للديناميكا الحرارية الكيميائية نهمل طاقة النظام الخارجية ونساويها بالصفر ($dE_a = 0$)، ونركز على تغيرات الطاقة الداخلية التي قد تتخذ صورا مختلفة. وبهذا الطريق توصل الباحثون إلى القانون الأول للديناميكا الحرارية. وينص القانون الأول للديناميكا الحرارية على:

"الطاقة الداخلية لنظام هي خاصية للمواد المكونة له، ولا يمكن إنتاجها أو افنائها. وتعتبر الطاقة الداخلية دالة حالة".

بالنسبة إلى نظام مغلق تبقى الطاقة الداخلية ثابتة، أي لا تنقص ولا تزيد. وتعبر الديناميكا الحرارية عن ذلك لنظام المغلق بالقانون الأول للديناميكا الحرارية بالمعادلة:

$$dU = \delta Q + \delta W$$

- U – طاقة داخلية
- Q – الحرارة
- W – الشغل

وتقول المعادلة أن التغير في الطاقة الداخلية يساوي مجموع التغير في الحرارة والتغير في الشغل الذي يؤديه النظام.

قانون بقاء الطاقة في النظرية النسبية:

طبقا لمنطوق النظرية النسبية الخاصة ل أينشتاين يمتلك جسيم ذو كتلة سكون mويتحرك بسرعة vيمتلك طاقة قدرها:

$$E(v) = \frac{m\,c^2}{\sqrt{1-(v/c)^2}}$$

حيث:

c سرعة الضوء في الفراغ.

وفي حالة السكون تكون للجسيم الطاقة النابعة عن كتلته:

$$E_{\text{Ruhe}} = m\,c^2\ .$$

هذا القانون الشهير الذي اكتشفه أينشتاين هو قانون تكافؤ المادة والطاقة، فالمادة يمكن أن تتحول إلى طاقة (في تفاعل نووي مثلا)، ويمكن للطاقة أن تتحول إلى مادة (في إنتاج زوجي، حيث يتحول شعاع جاما إلى إلكترون وبوزيترون).

هذه المعادلة هي إثبات آخر لقانون بقاء المادة، فالمادة لا تفنى، وانما يمكن أن تحول إلى طاقة.

تعطي النظرية النسبية طاقة الجسم (الكلية) بأنها مجموع طاقة السكون وطاقة الحركة:

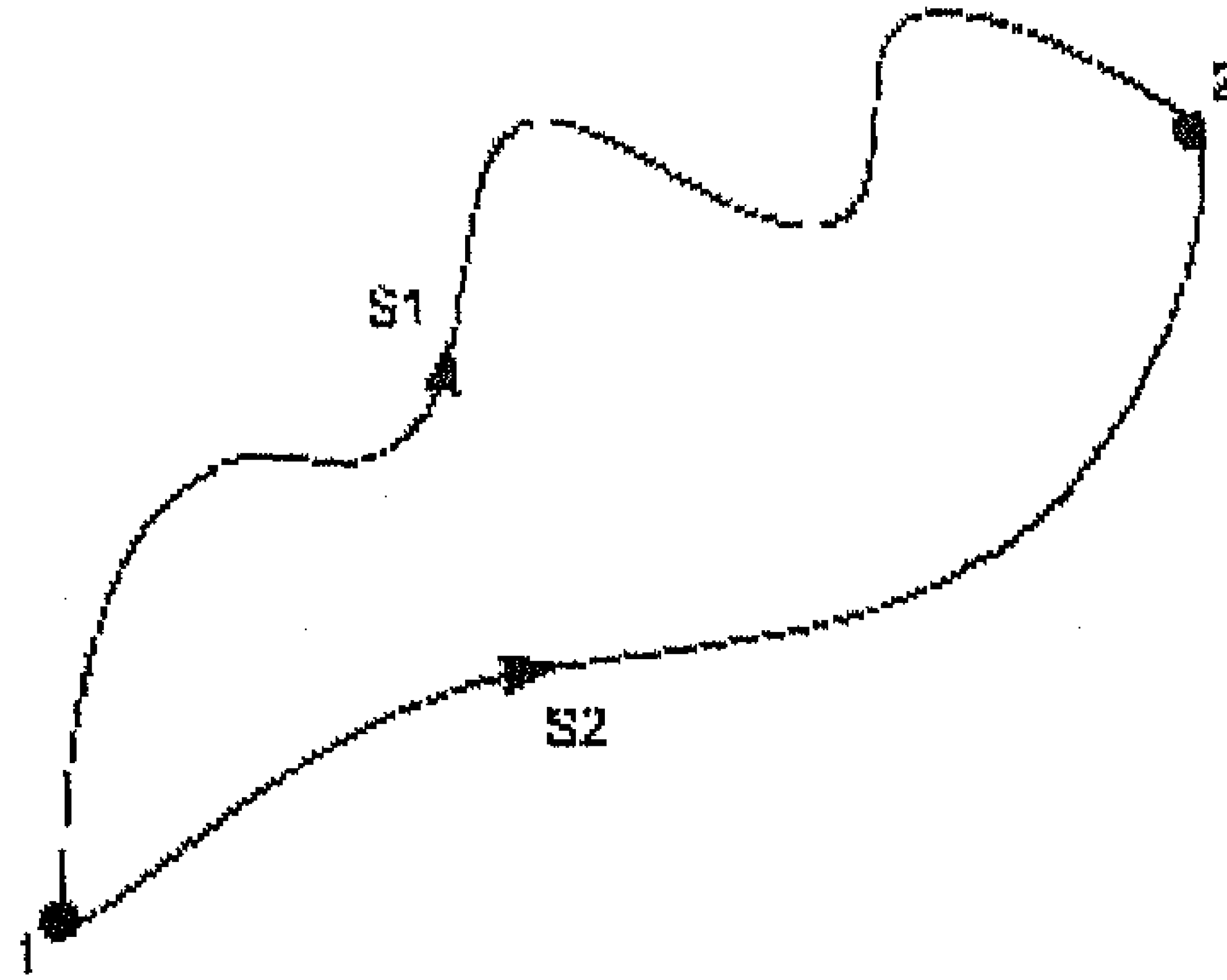
$$E \sim mc^2 + \frac{1}{2}mv^2 .$$

وعندما تكون سرعة الجسيم (أو الجسم) صغيرة تكون القيمة $(v/c)^2$ أيضا صغيرة، عندئذ يمكننا إهمال شق معادلة أينشتاين التي تحت الجذر التربيعي ونقوم بحساب طاقة حركة الجسم بالتقريب عن طريق استخدام قوانين نيوتن للحركة. وهذا ما يجري في حياتنا اليومية المعتادة حيث تكون السرعات التي نتحرك بها أو تتحرك بها الأشياء المعهودة حولنا صغيرة جدا بالنسبة لسرعة الضوء.

ولكن عندما نقوم بتسريع جسيمات إلى سرعات عظيمة قريبة من سرعة الضوء فنجد أن قوانين نيوتن تتسبب في خطأ في النتيجة، ولا بد عندئذ من تطبيق النظرية النسبية الخاصة في حسابنا لكي نحصل على النتيجة الدقيقة. وعند دراسة تصادم الجسيمات السريعة جدا فنجدها تتبع قوانين النظرية النسبية الخاصة، ولا بد من تطبيقها في تلك الحالات.

في المعادلة الأولى هنا نجد الكسر $(v/c)^2$ يقترب من 1 عند السرعات المقاربة لسرعة الضوء، وهذا يؤدي إلى أن المقام في المعادلة يقترب من الصفر، مما يجعل طاقة الجسيم تزيد زيادة هائلة وقد تقترب من اللانهاية.

انحفاظ الطاقة في ميكانيكا نيوتن:



طريقان مختلفان لتحرك جسم من نقطة 1 إلى نقطة أخرى 2 في مجال تدرجي منتظم.

عند تحرك جسم في مجال كمجال الجاذبية الأرضية يكون مجموع الطاقة الحركة K وطاقة وضعه V مساويا لطاقتة الكلية $E = K + V$ وهي تبقى ثابتة لا تتغير.

يرمز لمعامل تدرج المجال بالرمز:

$$\mathbf{F} = -\nabla V$$

وتدل الإشارته السالبة إلى أن التأثير على الجسم ينخفض بزيادة بعد الجسم عن مصدر المجال (يقل انجذاب الأشياء للأرض كلما اتعدت عن مركز الأرض).

وعندما تتحرك جسم لمدة زمنية قدرها t في مثل هذا المجال (سواء كان مجال الجاذبية أو مجالا كهربائيا) واتخذ طريقين للوصول إلى نقطة أخرى يكون كمية الشغل الذي قام به الجسم غير معتمدا على الطريق الذي اتبعه الجسم. أي بصرف النظر عن اختلاف الطرق التي يتخذها جسم ما للوصول إلى نقطة معينة في المجال المؤثر عليه يكون الشغل المؤدى منه مساويا الفرق بين طاقة وضعه عند نقطة النهاية ونقطة البداية.

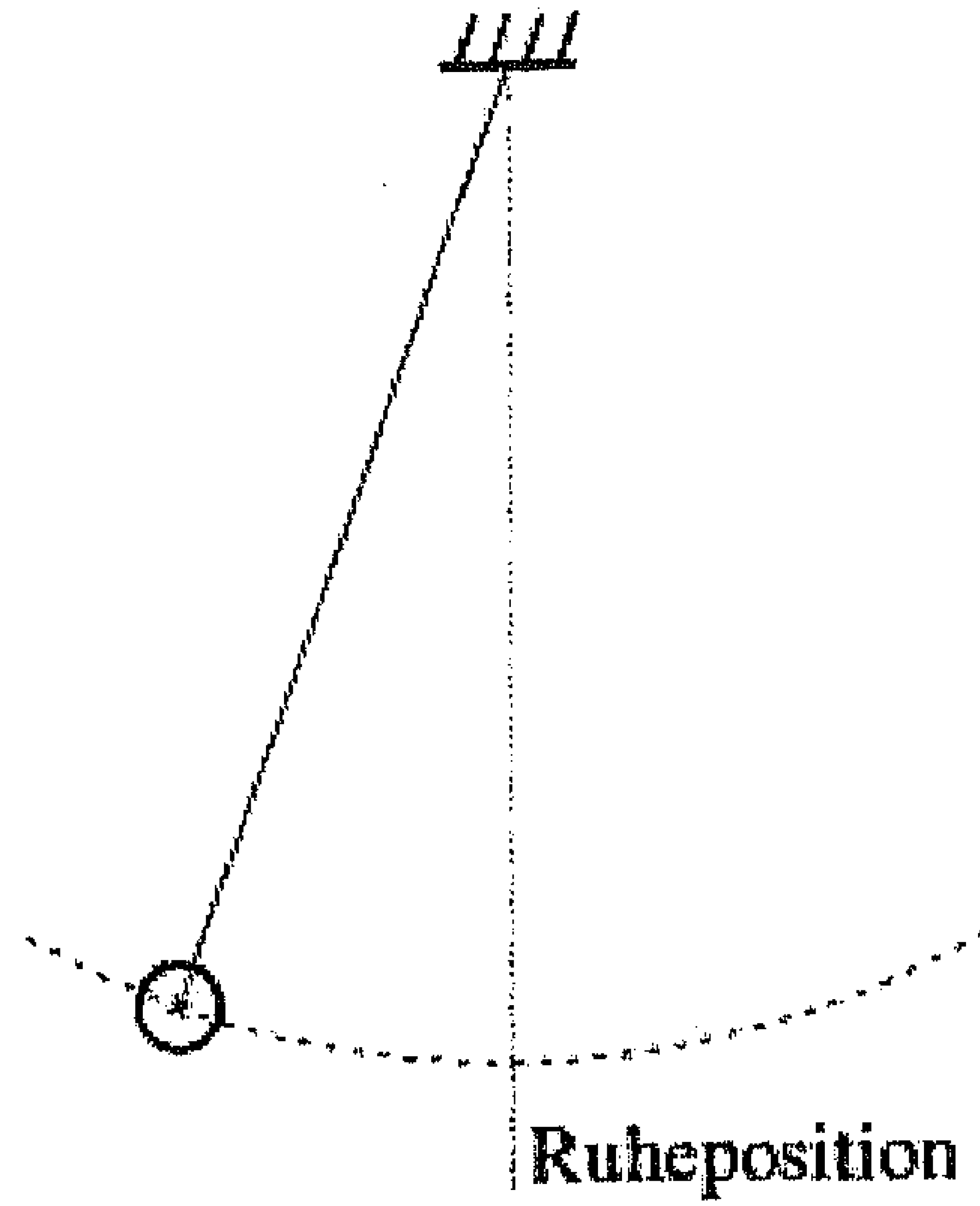
ويعرف الشغل المؤدى W بالتكامل الزمني لمضروب القوة في الإزاحة:

$$W = \int_{\mathbf{x}_1}^{\mathbf{x}_2} \mathbf{F}(\mathbf{x}(t)) \cdot \mathrm{d}\mathbf{x}(t) = \int_{t_1}^{t_2} \mathbf{F}(\mathbf{x}(t)) \cdot \mathbf{v}(t)\,\mathrm{d}t\,, \quad \text{where} \quad \mathbf{v} = \frac{\mathrm{d}\mathbf{x}}{\mathrm{d}t}.$$

حيث v هي سرعة الجسم، وهي تغير المسافة بالنسبة للزمن.

ويشكل عنصر التكامل المشتقة السالبة لطاقة الوضع $V(\mathbf{x}(t))$, حيث:

$$\mathbf{F}(\mathbf{x}(t)) \cdot \mathbf{v}(t) = -\nabla V(\mathbf{x}(t)) \cdot \frac{\mathrm{d}\mathbf{x}}{\mathrm{d}t} = -\sum_i \frac{\partial}{\partial x^i} V \frac{\mathrm{d}x^i}{\mathrm{d}t} = -\frac{\mathrm{d}V(\mathbf{x}(t))}{\mathrm{d}t}\,.$$



رسم متحرك لحركة البندول. نقطة السكون هي Ruheposition

وهذا يعطينا "الشغل" W بعد إجراء التكامل:

$$W = -\int_{t_1}^{t_2} \frac{\mathrm{d}V(\mathbf{x}(t))}{\mathrm{d}t}\,\mathrm{d}t = -V(\mathbf{x}(t_2)) + V(\mathbf{x}(t_1)) = V_1 - V_2 .$$

وتنطبق تلك المعادلة على نقطتين على مسار الجسم.

وتنطبق القانون الثاني لنيوتن علي حركة الجسم:

$$\mathbf{F} = m\frac{\mathrm{d}}{\mathrm{d}t}\mathbf{v} .$$

وافتراض أن كتلة الجسم ثابته، فتنطبق على مساره المعادلة:

$$\begin{aligned} W &= \int_{t_1}^{t_2} \mathbf{F}(\mathbf{x}(t)) \cdot \mathbf{v}(t)\,\mathrm{d}t = m \int_{t_1}^{t_2} \left(\frac{\mathrm{d}}{\mathrm{d}t}\mathbf{v}(t)\right) \cdot \mathbf{v}(t)\,\mathrm{d}t \\ &= m \int_{t_1}^{t_2} \frac{1}{2}\,\frac{\mathrm{d}}{\mathrm{d}t}\mathbf{v}(t)^2 \mathrm{d}t = \frac{1}{2}\,m\,\mathbf{v}^2(t_2) - \frac{1}{2}\,m\,\mathbf{v}^2(t_1) \\ &= K_2 - K_1 \end{aligned}$$

ويزيد الشغل المؤدى على الجسم طاقة حركته:

$$T = \frac{1}{2} m v^2$$

ويمكننا إعادة تشكيل المعادلة فنحصل على الصيغة:

$$V_1 - V_2 = K_2 - K_1$$

وبالتالي:

$$K_1 + V_1 - K_2 + V_2.$$

ونكون بذلك قد أثبتنا أن مجموع طاقة الحركة و طاقة الوضع لجسم بعد ازاحته تكون متساوية. وهذا هو قانون انحفاظ الطاقة.

وعندما نفترض حركة رقاص في عدم وجود احتكاك، نجد أن مجموع طاقتي الحركة والوضع لا تتغير مع الزمن. وعندما نقوم بتحريك الرقاص في اتجاه وتركناه فإنه يهتز بين نقطتي العودة، وتصل سرعته أعلى قدر لها عند نقطة النهاية الصغرى للمجال (أقل نقطة ارتفاعا). وعند نقطتي العودة تكون طاقة الحركة مساوية للصفر وتبلغ طاقة الوضع أقصى قدر لها. ويعتمد مجموع طاقة الحركة وطاقة الوضع للجسم على مقدار الإزاحة الأولية التي نزيحه إليها بالنسبة لبعدها عن نقطة السكون (النقطة الوسطية).

تبادل الطاقة:

عندما يتبادل نظام طاقة مع نظام آخر، مثلا عن طريق الإشعاع أو توصيل حراري فإننا نتكلم عن "نظام مفتوح "، أي نطام مفتوح بينه وبين الوسط الذي يحيطة، من وجهة تبادل الطاقة. ويقول قانون انحفاظ الطاقة:" الطاقة التي تدخل في نظام مطروحا منها الطاقة التي تخرج منه هي مقدار تغير طاقة النظام." وعن طريق دراسة تبادل الطاقة لنظام مع الوسط المحيط، الحرارة الداخلة إليه والخارجة

منه، يمكن معرفة العمليات التي تتم داخله حتى ولو لم يمكن مشاهدتها مباشرة (ترموديناميك).

ولا يمكن قياس طاقة نظام بطريقة مباشرة: فبصرف النظر عن تأثيرات الجاذبية على النظام، فلا يمكننا سوي قياس "التغيرات" في طاقة النظام فقط، إذ تعتبر الطاقة الداخلية لنظام هي مجموع طاقات الجزيئات والذرات فيه، والترابط بينها وحركتها وكذلك ما في نواة الذرة من طاقة.

ولكن يهمنا مثلا في الكيمياء معرفة كمية الطاقة التي يمتصها جسم نقوم بتسخينه، فهذه الطاقة (الحرارة) يمكننا حسابها بمعرفة الحرارة النوعية للجسم والتغير في درجة حرارته (وهذا جزء من إنثالبي الجسم أو "سخانته").

قانون النسب المتضاعفة:

قانون النسب المتضاعفة هو أحد القوانين الأساسية في قياس اتحادية العناصر واكتشفه الكيميائي الأنكليزي جون دالتون سنة 1803. ينص القانون على أنه عند اتحاد عنصران كيميائيان، وتكوين أكثر من مركب واحد، فإن النسبة بين الكتل المختلفة من أحد العنصرين التي تتحد مع كتلة ثابتة من العنصر الآخر تكون نسبة عددية صحيحة وبسيطة. مثلا يتفاعل الأكسجين الكربون ليشكلا أول أكسيد الكربون (CO) أو ثاني أكسيد الكربون ($_2$CO)، ولكن لا يمكن تشكيل $_{1.3}$CO.

بالإضافة إلى أنه ينص على أنه إذا شكل العنصران الكيميائيان المتفاعلان أكثر من مركب كيميائي واحد، فإن نسب الكتل للعنصر الثاني إلى الكتلة الثابتة للعنصر الأول ستكون أيضا نسبة عددية صحيحة وبسيطة.

التاريخ:

ان أول من أوجد قانون النسب المتضاعفة هو العالم الإنجليزي جون دالتون حيث فسرت نظريته (النظرية الذرية)التي أوجدها حوالي عام 1803 قانون النسب المتضاعفة.وبعده جاء العالم جاك لوسك ليطبق النظرية بقانون رياضي عملي.

أمثلة:

عند تكوين مركبين مختلفين من نفس العنصرين فان كتلتي أحد العنصرين اللتين تتفاعلان مع كتلة ثابتة من العنصر الآخر تكونان في شكل نسبة عددين بسيطين وصحيحين.

ضغط الغاز/ درجة الحراة المطلقة = مقدار ثابت ويمكن كتابة العلاقة بالشكل التالي: $p1/T1 = p2/T2$.

وبناءً على هذا القانون تكون حجوم الغازات الداخلة في التفاعل والناتجة عنه مرتبطة بنسب مكوّنة من أعداد صحيحة وبسيطة عند نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة.وفي معادلة الماء مثلا:

$O_2 + 2H_2 = 2H_2O$. في هذا التفاعل وغيره من التفاعلات نرى أن الغازات تتفاعل بنسب حجمية ثابتة مكوّنة من أعداد صحيحة وصغيرة عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة.

وترتبط الغازات بالنسب الحجمية التالية: حجم واحد من O_2: حجمين من H_2: حجمين من بخار الماء H_2O. بمعنى لو تفاعل لترين من غازالأكسجين فإنّه سيتفاعل 4 لترات من غاز الهيدروجين وينتج 4 لترات من بخار الماء.ولو تفاعل 10 لترات من غاز الأكسجين فإنّه سيتفاعل 20 لتر من غاز الهيدروجين وينتج 20 لتر من بخار الماء.

قانون راؤول:

قانون راؤول (بالإنجليزية: Raoult's law) هو قانون في الكيمياء صاغه العالم فرانسوا ماري راؤول. وينص القانون على أن ضغط البخار لسائل مثالي يعتمد على ضغط البخار لكل من مكوناته وأجزائها المولية الموجودة في السائل. عندما تصل مجزنات السائل حالة التوازن الكيميائي فيمكن صياغة ضغط البخار الكلي p للسائل بالمعادلة:

$$p = p_A^{\star} x_A + p_B^{\star} x_B + \cdots$$

ويبلغ ضغط بخار كل من مكوناته:

$$p_i = p_i^{\star} x_i$$

حيث:

p^*_i ضغط البخار للمكون النقي،

x_i الجزء المولي للمكون النقي.

الفصل السادس

الجدول الدوري للعناصر ومجموعات الجدول الدوري للعناصر

الجدول الدوري للعناصر
ومجموعات الجدول الدوري للعناصر

الجدول الدوري للعناصر:

الجدول الدوري للعناصر الكيميائية, والذي يعرف أيضا بـ (جدول مندلييف، الجدول الدوري للعناصر، أو فقط الجدول الدوري) وهو عرض جدولي للعناصر الكيميائية المعروفة. على الرغم من وجود جداول سبقت جدول مندلييف إلا أن بناء هذا الجدول يعزى بشكل عام إلى الكيميائي الروسي ديمتري مندليف, حيث قام في عام 1869 بترتيب العناصر بالاعتماد على السلوك (الدوري) للخصائص الكيميائية للعناصر، ثم قام هنري موزلي عام 1911 بإعادة ترتيب العناصر بحسب العدد الذري، أي عدد الإلكترونات الموجودة بكل عنصر. ومع مرور الوقت تم تعديل مخطط الجدول مرات عديدة، حيث أضيفت عناصر جديدة مكتشفة، كما أضيفت نماذج نظرية طورت لتفسير سلوك العناصر الكيميائية.

أصبح الجدول الدوري في عصرنا هذا معتمداً في جميع المناحي الأكاديمية الكيميائية، موفراً إطاراً مفيداً جداً لتصنيف وتنظيم ومقارنة جميع الأشكال المختلفة للخصائص الكيميائية. وللجدول الدوري تطبيقات متعددة وواسعة في الكيمياء والفيزياء وعلم الأحياء والهندسة خاصة الهندسة الكيميائية.

يحتوي الجدول الدوري الحالي على 117 عنصراً (إلى تاريخ تموز 2009) (العناصر 1-116 والعنصر 118).

بنية الجدول الدوري:

المجموعة →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
الدورة↓																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
لانثينيدات*			57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
أكتينيدات**			89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

هذا الترتيب الشائع للجدول الدوري يفصل اللانثانيدات (lanthanoids) والأكتينيدات (actinoids) (عناصر المستوى الفرعي f) من العناصر الأخرى. والجدول الدوري العريض يضم عناصر المستوى الفرعي-f. الجدول الدوري الممتد يضيف الدورةالثامنة والتاسعة، و دمج عناصر المستوى الفرعي- f وإضافة عناصر المستوى الفرعي-g النظرية.

فئات العناصر في الجدول الدوري:

فلزات						شبه فلزات	لا فلزات			مجهولة الخصائص الكيميائية
فلز قلوي	فلز قلوي ترابي	فلزات إنتقالية داخلية		فلز انتقالي	فلز بعد انتقالي		لا فلزت أخرى	هالوجين	غاز نبيل	
		لانثانيدات	أكتينيدات							

ألوان الرقم الذري تظهر حالة المادة في الظروف القياسية)صفر درجة مئوية و 1(atm :

صلبة سائلة غازات مجهولة

تبين الحدود الوجود بالطبيعية:

أولية نظائر اصطناعية

المجموعات:

المجموعة هي العمود الرأسي في الجدول الدوري للعناصر. يوجد في الجدول 18 مجموعة في الجدول الدوري القياسي. العناصر الموجودة في كل مجموعة لها نفس تركيب غلاف التكافؤ من حيث عدد الإلكترونات، وهذا يعطى لهذه العناصر تشابها في الخواص.

أرقام المجموعات:

هناك ثلاثة أنظمة لترقيم المجموعات: الأول باستخدام الأرقام العربية، والثاني باستخدام الأرقام رومانية، والثالث عبارة عن مزج بين الأرقام الرومانية والحروف اللاتينية. وقد تم اختيار الترقيم العربي من قبل الاتحاد الدولي للكيمياء والكيمياء التطبيقية. وقد تم تطوير هذا النظام المقترح من IUPAC ليحل محل الأرقام الرومانية حيث أنها قد تسبب الالتباس نظرا لأنها تستخدم نفس الأسماء لمعان مختلفة.

توضيح تركيب الجدول الدوري:

عدد إلكترونات التكافؤ تحدد إلى أي دورة ينتمي العنصر. كل غلاف من أغلفة الطاقة في ذرات العناصر ينقسم إلى مستويات فرعية عديدة، والتي تمتلئ بزيادة الرقم الذري للعناصر طبقا للترتيب التالي:

s1
s 2p2
s 3p 3d3
s 4p 4d 4f4
s 5p 5d 5f5
s 6p 6d 6f6
s 7p 7d 7f7

ويتم توزيع الإلكترونات بناءً على المستويات الفرعية بالترتيب التالي:

$$1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d7p$$

ويمكننا بهذا الترتيب أن نوزع الإلكترونات في أي عنصر من عناصر الجدول الدوري ويجب علينا أن نتذكر دائماً عند الترتيب عدد الإلكترونات في كل مستوى فرعي من هذه المستويات:

s=2
p=6
d=10
f=14

وهذا الترتيب الإلكتروني لـــ(أنون أوكتيوم) العنصر الأخير في الجدول الدوري:

Uuo118= 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d10 4p6 5s2 4d10 5p6 6s2 f14 6d10 7p65 4f14 5d10 6p6 7s2

هذا الترتيب يماثل ترتيب الجدول الدوري. ونظرا لأن الإلكترونات في مستويات الطاقة الخارجية هي التي تحدد خواص العناصر الكيميائية، فإن العناصر تميل لأن تكون متشابهه في مجموعات الجدول الدوري. العناصر التي تلى بعضها

في مجموعة الجدول الدوري يكون لها خواص فيزيائية متشابهه بالرغم من الاختلاف الكبير بين كتلة كل منها. بينما العناصر التي تلى بعضها في دورة الجدول الدوري يكون لها كتلة متشابهه ولكن تختلف في خواصها الفيزيائية.

فمثلا، يوجد بقرب النيتروجين (N) عنصر الكربون (C) والأكسجين (O) (عند النظر للدورة). وبغض النظر عن تقاربهم في الكتلة (مقدرا الاختلاف بينهم مجرد وحدات كتل ذرية محدودة)، فإن لهم خواص مختلفة تماما، والذي يمكن ملاحظته عند النظر إلى خاصية التآصل: فمثلا عندما يكون الأكسجين ثنائي الذرة فهو غاز ويساعد على الاحتراق، بينما النيتروجين ثنائي الذرة يكون غاز لا يساعد على الاشتعال، والكربون صلب يمكن أن يحترق (يمكن لالالماس أن يحترق.

وبالعكس، فإنه بالقرب من الكلور (Cl) عند النظر للمجموعة), في المجموعات الأخيرة كل من الفلور (F) والبروم (Br). وبغض النظر أيضا عن اختلافها الكبير في الكتلة فإن لها خواص متقاربة للغاية. فهي جميعا عناصر تساعد على التآكل بشدة (أي أنها ترتبط بسرعة مع الفلزأت لتكون أملاح هاليدات الفلز)، الكلور والفلور غازات، ولكن البروم سائل له درجة غليان منخفضة للغاية، كما أن الكلور والبروم لهما لون.

تاريخ الجدول الدوري:

كان أرسطو عام 330 قبل الميلاد يعتبر العناصر أربعة عناصر.هي الأرض والهواء والنار والماء. وفي عام 1770صنف لافوازييه 33 عنصر.وفرق بين الفلزات (المعادن) واللافلزات. وفي عام 1828 صنع جدولا للعناصر وأوزانها الذرية ووضع للعناصر رموزها الكيماوية. وفي عام 1829 وضع دوبرينر ثلاثة جداول بها ثلاثة مجموعات كل مجموعة تضم 3 عناصر متشابهة الخواص. المجموعة الأولي تضم الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والثانية تضم الكالسيوم والإسترونشيوم والباريوم. والثالثة تضم الكلورين والبرومين واليود. وفي عام

1864 رتب جون نيولاندز John Newlands 60 عنصرا حسب الأوزان الذرية ووجد تشابها ما بين العنصر الأول والعنصر التاسع والعنصر الثاني والعنصر العاشر إلي آخره من الترتيب. فاقترح قانون اوكتافthe 'Law of Octaves'. وكان ديمتري مندليف Dmitri Mendeleev – عالم كيميائي روسي ولد بمدينة توبوليسك بسيبيريا عام 1834 – عرف بانه أبو الجدول الدوري للعناصر the periodic table of the elements.وهذا الجدول له أهميته لدراسة الكيمياء وفهم وتبسيط التفاعلات الكيميائية حتي المعقدة منها. ولم يكن مندليف قد رتب الجدول الدوري للعناصر فقط، بل كتب مجلدين بعنوان مبادئ الكيمياء Principles of Chemistry. مات 20 يناير 1907.

تم اقتراح الجدول الدوري الأصلي بدون معرفة التركيب الداخلي للذرات، فلو تم ترتيب العناصر طبقا للكتلة الذرية، ثم تم وضع الخواص الأخرى فيمكن ملاحظة التكرارية التي تحدث للخواص عند تمثيلها مقابل الكتلة الذرية. أول من أدرك تلك التكرارية هو الكيميائي الألماني جوهان فولف جانج دوبرينير والذي لاحظ عام 1829 وجود ثلاثيات من العناصر تتقارب في صفاتها.

بعض الثلاثيات

العنصر	الكتلة الذرية	الكثافة
كلور	35.5	0.00156 g/cm^3
بروم	79.9	0.00312 g/cm^3
يود	126.9	0.00495 g/cm^3
كالسيوم	40.1	1.55 g/cm^3
سترانشيوم	87.6	2.6 g/cm^3
باريوم	137	3.5 g/cm^3

وبعد ذلك لاحظ الكيميائي الإنجليزي جون أليكساندر ريينا نيولاندز عام 1865، أن العناصر ذات الخواص المتشابهة تتكرر بدورية مقدارها 8 عناصر، مثل ثمانيات السلم الموسيقي، وقد لاقى هذا الاقتراح *ثمانيات نيولاند* سخرية من معاصريه. وأخيرا في عام 1869، قام الألماني يوليوس لوثر ماير والكيميائي الروسي ديمتري إيفانوفيتش ميندليف تقريبا في نفس الوقت بتطوير أول جدول دوري، بترتيب العناصر طبقا للكتلة. وقد قام مندليف بتغيير وضع مكان بعض العناصر نظرا لأن مكانها الجديد يتماشى بصورة أفضل مع العناصر الجديدة المجاورة لها، وقد تم تصحيح بعض الاخطاء في وضع بعض العناصر طبقا لقيم الكتل الذرية، وتوقع أماكن وجود بعض العناصر التي لم تكتشف بعد. وقد تم إثبات صحة جدول مندليف لاحقا بعد اكتشاف التركيب الإلكتروني في القرن 19، القرن 20.

في عام 1940 قام جلين تى سيبورج بتوضيح بعد-يورانيوم اللانثينيدات والأكتينيدات والتي يمكن أن توضع ضمن الجدول أو أسفله (كما موضح بالأعلى).

جدول مندليف:

كان مندليف قد حاول تصنيف العناصر من خلال ملاحظاته ان بعض العناصر لها خاصية كيميائية وفيزيائية متشابهة. وهذا التشابه اعتبره مندليف المفتاح للكشف عن النماذج الخفية في العناصر. فبدأ بكتابة بطاقات عليها العناصر والحقائق الثابتة والمعروفة عنها. وجعل لكل عنصر بطاقة دون عليها درجة الانصهار والكثافة واللون والوزن الذري لذرة كل عنصر والقوة الترابطية له. وعدد الروابط التي يستطيع العنصر تكوينها. ولما فرغ مندليف من تدوين البطاقات حاول تصنيفها بعدة طرق. وأخيرا لاحظ أن ثمة نماذج بدت له من خلال ترتيب هذه العناصر حسب الزيادة في الكتلة الذرية atomic mass أو الوزن الذري. فلاحظ أن القوة الترابطية the bonding power للعناصر من الليثيوم lithium حتي الفلورين fluorine تغيرت بطريقة مرتبة. فمثلا بعد الفلورين fluorine نجد

العنصر الأثقل الصوديوم الذي له نفس القوة الترابطية كالليثيوم. لهذا رتب مندليف بطاقة الصوديوم تحت بطاقة الليثيوم. وهذا معناه في جدول مندليف أن العنصر له نفس الخاصية كالعنصر الذي فوقه أو العنصر الذي تحته.ورغم هذا لم يكن جدول مندليف كاملا أو دقيقا. لأن ترتيب العناصر به حسب تزايد الكتلة (الوزن) الذرية atomic mass لكل عنصر، خلف 3 فراغات بجدوله ووقال مندليف أن هذه الفراغات ستملأ بعناصر لم تكتشف بعد. ومن خلال موقعها في جدوله استطاع أن يبين خواصها. ونشر جدول مندليف عام 1869م. ومعني كلمة دوري "periodic" أن أنماطا من خواص العناصر متكررة في كل صف. وبعد 16 سنة من نشر جدول مندليف استطاع الكيميائيون اكتشاف العناصر الثلاثة المفقودة من الجدول وهي اسكانيديوم scandium وجاليوم gallium وجرمانيوم germanium.وكانت خواصها تشبه ما ذكره مندليف عنها. فالجدول الدوري نجده جدولا للعناصر الكيماوية مرتبة لتبين خواصها الكيمائية والفيزيائية. غير أن عناصر كالكلورين والحديد والنحاس مواد كيماوية أساسية لاتتكسر بالتفاعلات الكيماوية.عكس المركبات الكيماوية التي تتكون من عدة عناصر. فالجدول الدوري وسيلة لترتيب العناصر المعروفة حتي العناصر التي لم تكتشف بعد. حقيقة العناصر المتشابهة في الخواص توضع في نفس المجموعة بالجدول الدوري. لكن لعدة سنوات لم يحل لغز هذا التشابه في هذا السلوك الصفاتي.

النظرية الذرية:

حتي نهاية القرن 19 كانت الذرة تعتبر ككرة صلبة صغيرة. عندما اكتشف طومسون الإلكترون عام 1897.فلقد كان العلماء بعرفون أن التيار الكهربائي لو مر في أنبوبة مفرغة، فيمكن رؤية تيارا على هيئة مادة متوهجة. ولم يكن يعرف لها تفسيرا. فلاحظ طومسون أن التيار المتوهج الغامض يتجه للوح الكهربائي الموجب.فوجد أن التيار المتوهج مكون من جسيمات صغيرة وأجزاء من الذرات تحمل شحنات سالبة سميت بالإلكترونات. وقال ايوجين جولدشتين عام 1886 أن

الذرات بها شحنات موجبة. وفي سنة 1911 كانت النظرية الذرية لرذرفورد، عندما قال أن الذرة تتكون من قلب مكثف له شحنة موجبة من البروتونات protons حوله طوق من الإلكترونات السالبة تدور حول النواة.وفي سنة 1932اكتشف جيمس كادويك نوعا ثالثا من جسيمات الذرة أطلق عليه نيترونات. Neutrons. وأن النترونات تقلل تنافر البروتوناتى التشابعى الشحتة الكهربائيى بالنواة المتماسكة. والنترونات حجمها نفي حجم البروتونات بالنواة. ولاتحمل شحنات كهربائية لأنها. متعادلة الشحنات.والذرة متعادلة الشحنة لأن عدد البروتونات الموجبة يعادل عدد الإلكترونات السالبة داخلها. وأصغر ذرة ذرة الهيدروجين. ومعظم الفراغ بالذرة فارغ. لأن الإلكترونات تدور في مدارات بعيدة نسبيا من النواة. وكل عنصر من العناصر المختلفة تتميز عن غبرها من العناصر بعدد ثابت من البروتونات. ولكل ذرة عتصر ما، وزنها الذري الذي يعين حسب عدد البروتونات والنترونات بنواتها. ويجب أن نعرف أن حجم الذرة ضئيل جدا. فذرة الهيدروجين قطرها (5 x 10–8 mm). فلو وضعنا 20 مليون ذرة هيدروجين فتشكل جطا طوله واحد ملليمتر. وذرة الهيدروجين تتكون من بروتون واحد والكترون واحد. وذرة الهيليوم بها 2 بروتون يدور حولها 2الكترون. وبصفة عامة نجد أن كل ذرة لها قلب يسمي النواة a nucleus التي تشكل كتلة الذرة تقريبا، إلا أنها تشغل حيزا صغيرا من حجم الذرة نفسها.لأن معظم الذرة فراغ حول النواة. وبالنواة يوجد جسيمات أصغر هي البروتونات protonsموجبة الشحنات والنترونات neutrons متعادلة الشحنات. ويدور بالفراغ حول النواة جسيمات خفيفة جدا تسمي الإلكترونات electrons.وكل عنصر بذرته عدد ثابت ومتشابه من البروتونات بالنواة. فعنصر الأكسجين بنواته 8 بروتونات. والنترونات لاتجمل شحنات كهروبائية. وليس بالضرورة ذرة كل عنصر تجمل عددا ثابتا من البروتونات. فلو ذرات عنصر ما تحمل عددا مختلفا من النيترونات يطلق عليها نظائر مشعة isotopes من العنصر الواحد. والإلكترونات جسبمات سلبية

الكهربائية ندور في الفراغ حول النواة. وكتلة الإلكترون تعادل 2000/1 كتلة البروتون أو النيترون.كتلة نيترون واحد تعادل كتلة بروتون ونيترون معا, والتفاعل أو الإتحاد بين ذرات العناصر تتم بين ترابط الإلكترونات لتكوين الجزيئات أو المركبات الكيماوية. لهذا نجد العدد الذري لكل ذرة يدل علي عدد البروتونات بنواة ذرة العنصر.فالأكسجين عدده الذري 8. وهذا معناه أن ذرة الأكسجين تتكون من 8 بروتونات والرقم الذري للنحاس 29 وهذا معناه أن ذرة عنصر النحاس نواتها بها29 بروتون. وكتلة الذرة نجدها مجموع عدد البروتونات والنترونات بالنواة. لأن 99،99% من كتلة الذرة في النواة. فأمكن التعرف من خلال التعرف علي مكنونات الذرة علي تفسيرات للنماذج المتكررة بالجدول الدوري. فوجد العلماء أن العناصر في مجموعة واحدة من الجدول تمتلك نفس العدد من الإلكترونات الخارجية بمدارات الذرة.وكانت الجسيمات لم تكن قد اكتشفت عندما وضع العلماء الجداول الدورية الأولي. وحدستنا السابق كان حول الذرة المتعادلة الشحنات كهربائيا.لكن في الحقيقة الذرات يمكنها فقدان أو اكتساب الكتلاونات سالبة. لكن عدد البروتونات لاتتغير بالنواة. فلو اكتسبت الذرة الكترونات تصبح الذرة سالبة الشحنة لأن عدد الإلكتلاونات تزيد علي عدد البروتونات بالنواة..ولو فقدت الذرة الكترونات تصبح الذرة موجبة الشحنة لأن عدد البروتوناتبالنواة يزيد علي عدد الإلكترونات. وكل ذرة لها شجنة تسمي ايون an ion فالهيدروجين الموجب الشجنة يسمي ايون الهيدروجين الموجب وتوضع فوق رمزه علامة (+) ويكتب هكذا H+ ولو كان أيون ذرة الهيدروجين سالب الشحنة يكتب هكذا(H−) ولو كانت الذرة متعادلة تكتب بدون علامة (+ أو −) وتكتب الذرة هكذا(H). وفي الحالات الثلاثة للذرة نجد أن العدد الذري والوزن الذري ثابت. وفي النظائر isotopes للعنصر نجد أن عدد النيترونات تتغير حسب نظير العنصر. لهذا نجد أن نظير العنصر يتغير في الوزن الذري الذي هو مجموع عدد البروتونات والنترونات، وليس في العدد الذري الذي هو عدد البروتونا ت. فالنظير لعنصر نجده ثابت في العدد الذري

ومختلف في الوزن الذري. فالهيدروجين عدده الذري 1 ووزنه الذري 1 والديتريم Deuterium نظير الهيدروجين نجد عدده الذري 1 ووزنه الذري 2.

الجداول الحديثة:

تحمل نفس المعلومات التي وضعها منديليف في جدوله. ففي هذه الجداول الحديثة وضعت العناصر التي تتشابه في خواصها علي شكل أعمدة طولية يطلق عليها مجموعات groups أو عائلات families. وعددها 18 مجموعة. فالمجموعة 1 بالجدول تضم معادن لينة كلها تتفاعل مع الماء بشدة لتعطي غاز الهيدروجين. لهذ نجد العناصر في الجدول الدوري الحديث مرتبة من اليسار لليمين ومن أعلي لأسفل في نظام تزايد العدد الذري للعناصر (العدد الذري هو عدد البروتونات في نواة الذرة).و يوجد بالجدول أكثر من 92 عنصرا طبيعيا فوق الأرض وعناصر صناعية ابتكرت. وهذه العناصر المضافة أعدادها الذرية الأكبر بالجدول. لأنها حضرت من خلال التجارب والتفاعلات النووية. وأحدث عنصر حضر، به 116بروتون في نواة كل ذرة. هذه العناصر الصناعية لم يطلق عليها أسماء رسمبة حتي الآن. فالنظام المتبع، الترتيب حسب العدد الذري للعناصر.لكن الترتيب العمودي الذي يسمي بالمجموعات رتب حسب الخواص الكيماوية والخواص الطبيعية للعناصر، وعدد الإلكترونات في المدارات الخارجية حول النواة العنصر. ووضع العناصر في مجموعات بالجدول الدوري لم تكن واضحة المعالم. فبعض العلماء لم يوافقوا علي اختلافات بسيطة من بينها الهيدروجين Hydrogen والهليوم Helium. فالهيليومHe غاز خامل لايتفاعل مع بقية العناصر. وقد وضع في المجموعة 18 التي تضم الغازات النبيلة A noble gas. وتضم أيضا النيون neon والآرجون argon والكريبتون krypton، وكلها غازات خاملة. لكن العلماء الذين يرتبون العناصر حسب عدد الإلكترونات في المدار الخارجي للذرات، يضعون الهليوم مع الماغنيسيوم magnesium والكالسيوم calcium والباريوم barium في المجموعة 2 التي يطلق عليها المعادن الأرضية القلوية the

alkaline earth metals التي تحوى إلكترونين في مدارها الخارجي. وقد نشرالجدول الدوري في أشكال وأحجام عدة لكن أكثر الجداول الحديثة المستعملة تبدأ بالمجموعة (العمود) 1 حيث توجد المعادن علي اليسار ويليها المجموعة 2 معادن الأرض القلوية alkaline earth metals.وهاتان المجموعتان تليهما صفوف تتكون من عشرة أعمدة بها 40 عنصر وكل عمود به 4 عناصر. وهذه المجموعات العشر يطلق عليها المعادن الانتقالية the transition metals وهي المجموعات من رقم 3 – 12. والمجموعات من 13- 18في الجانب الأيمن من المجموعة يوجد خط فاصل فوقه اللامعادن nonmetals كالأكسجين oxygen والكربون carbon والنيتروجين nitrogen وفي الجزء الأسفل علي اليسار يوجد القصدير tin والرصاص lead. بالإضافة لوجود مجموعتين مقسمتين لصفين. وتتكونان من 28 عنصر. كل صف به 14 عنصر. وهما باسفل الجدول الرئيسي. وهذه العناصر هي عناصر الأرض النادرة لأن خواصها متشابهة. لدرجة يصعب علي الكيميائيين فصلهما عن بعض عندما يختلطان معا. والمفروض هذان الصفان يوضعان حسب العدد الذري بين المجموعتين 1و2 من جهة وكتلة المعادن الانتقالية المكونة من المجموعات من 3-12 من جهة أخرى، للتقليل من حجم الجدول الدور ي. والعلماء يعتبرون الصفوف الأفقية بالجدول الدوري فترات periods تختلف في أطوالها من أعلي لأسفل الجدول.وهي تضم من أعلي لأسفل 2و8 و8 و18و18و32و32 عنصرا. وهذه الأرقام لها صلة بأقصي عدد من الإلكترونات التي يمكن أن توجد في مدار الذرة لأي عنصر في فترته. وكل فترة بالجدول، بها العناصر غير متشابهة في الخواص عكس ما هو متبع في المجموعات بالأعمدة. والعناصر التي توجد في نفس المجموعة كالقلويات. alkali والهالوجينات halogens نجد ان عدد الإلكترونات في المدار الخارجي لذراتها متساويا مع رقم المجموعة. ومجموعة العناصر بين مجموعة 2و مجموعة 3 المعادن الانتقالية transition metals وهي متشابهة في تكوين مركبات ملونة. ولها تكافؤ مختلف

وتستخدم كمواد محفزة catalysts. والعناصر من رقم 58 – 71 تعرف بالعناصر الأرضية النادرة lanthanides وحقيقة كل هذه العناصر ليست بالضرورة أن تكون نادرة في الأرض. لأن عنصر السيريوم أكثر وفرة من أي عنصر آخر واكثر 5 مرات وجودا من الرصاص. لكن كلها فضية وأكثر المعادن تفاعلا.

استعمالات الجدول:

يعتبر الجدول الدوري للعناصر له أهميته للعلماء وطلاب الكيمياء لدراسة العناصر والخواص الكيميائية والفيزيائية، وكيفية اختلافها بكل مجموعة به. فمن خلال الجدول يمكن الحدس بخواص عنصر ماء وكيفية التفاعل مع عنصر آخر. فلو أراد دارس معرفة خواص عنصر كالفرانشيوم francium مثلاء فيمكنه التعرف عليه من خلال خواص المجموعة 1. فسيعرف أنه معدن لين يتفاعل بشدة مع الماء أكثر من العنصر الذي فوقه. ولو أراد معرفة مركبات التلليريم tellurium مع الهيدروجين hydrogen. فان العنصرين سيكونان مركب H2Te لأن بقية العناصر في مجموعة التلليريم تكون مركبات مع الهيدروجين كالماء H2Oوكبريتيد الهيدروجين H2S و H2Se.وأخيرا كان تنظيم جدول مندليف يعتمد علي الوزن الذري في الترتيب التصاعدي والجدول الدوري الحديث يعتمد علي العدد الذري التصاعدي ولكل عنصر عدده الذري ولا يتكرر مع عنصر آخر. لأن العدد الذري هو عدد البروتونات في نواته. وأصبح لكل عنصر رمزه الكيماوي. فالكربون رمزه C والأكسجين رمزه O والكبريت رمزه s والهيدروجين رمزه H والكربون نجد ان عدده الذري 6ووزنه الذري حوالي 12.

خواص العناصر :

1- الفلزات (المعادن) Metals:

أ- خواصها الفيزيائية (الطبيعية): - اللمعان والبريق. - موصلة جيدة للحرارة والكهرباء. - كثافتها عالية. - درجة انصهارها عالية. - يمكن سحبها لأسلاك. - يمكن طرقها لألواح. - جميعها صلبة ما عدا الزئبق سائل.

ب- خواصها الكيميائية: - تفقد ألكترونات بسهولة. - تتآكل بسرعة. فالحديد يصدأ والفضة تطوس.

2- اللافلزات (اللامعادن) Nonmetals:

أ- خواصها الفيزيائية (الطبيعية): صفاتها عكس المعادن - لا تلمع وبدون بريق.

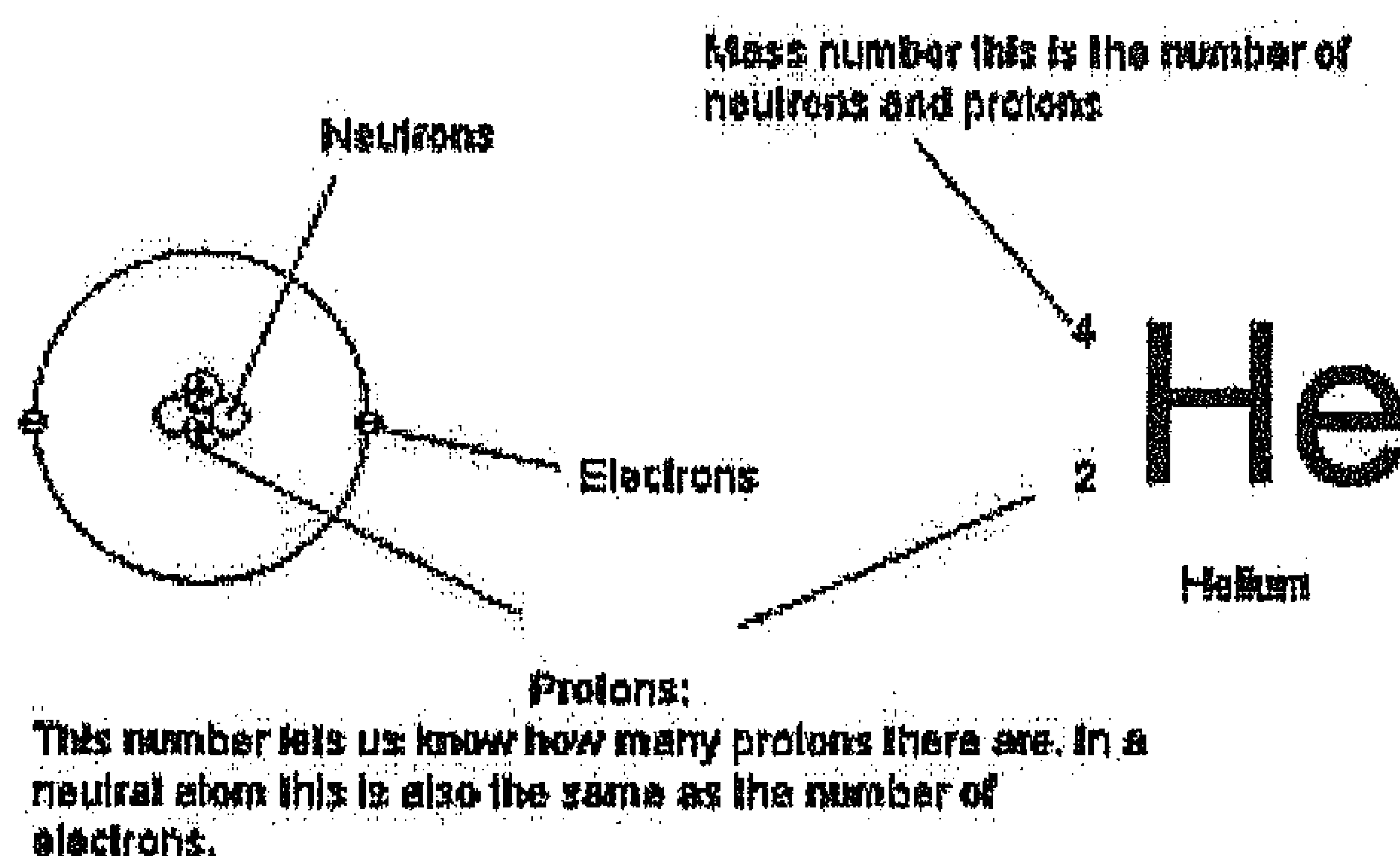
- رديئة التوصيل للحرارة ووالكهرباء، - هشه تتهشم بسهولة. - لا تسحب لسلاك. - لا تطرق لألواح. - كثافتها قليلة. - درجة الانصهار منخفضة.

ب- الخواص الكيماوية: - تميل لاكتساب إلكترونات وحيث أن المعادن تميل لفقدان الكترونات واللامعادن تميل لاكتساب الكترونات. لهذا المعادن واللا معادن يميلان لتكوين مركبات منهما. وهذه المركبات يطلق عليها مركبات أيونية (متاينة) compounds ionic. وعندما يتحد اثنان أو أكثر من اللامعادن تكون مركبات متحدة الذرات covalent compound a.

3- أشباه الفلزات (المعادن) Metalloids: لها خواص المعادن واللامعادن

أ- خواصها الفيزيائية (الطبيعية): - صلبة - لامعة أو غير لامعة. - يمكن سحبها لأسلاك. - يمكن طرقها لألواح.

- توصل الحرارة والكهرباء لكن ليس بكفاءة المعادن.



العدد الذري

توضيح العدد الذري، والكتلة الذرية

الجدول الدورى موضحاً العدد الذرى

العدد الذري أو الرقم الذري (Z) (بالإنجليزية: Atomic number) هو مصطلح يستخدم في الكيمياء والفيزياء ليمثل عدد البروتونات الموجودة في نواة الذرة. في الذرة المتعادلة الشحنة، يكون عدد الإلكترونات مساو للعدد الذري.

ويمثل العدد الذري عدد العناصر الموجودة في الجدول الدوري. حينما قام مندليف بترتيب العناصرالكيميائية المعروفة طبقا لتماثلها في الخواص الكيميائية لوحظ أن ترتيبها طبقا للكتلة الذرية قد أدى لحدوث بعض الاختلافات. اليود والتيلوريم، لو تم ترتيبه طبقا للكتلة الذرية فسيكون مكانهم خطأ، ولكن عند ترتيبهم طبقا للرقم الذري أدى ذلك لتطابق خواصهم الكيميائية مع الترتيب.

- العدد الذري يساوي 1 للهيدروجين حيث تحتوي نواته على 1 بروتون.
- و الهيليوم له العدد الذري 2 وفي نواته توجد 2 من البروتونات (و2 من النيوترونات).
- ثم يأتي الليثيوم في الجدول الدوري وتوجد في نواته 3 بروتونات (فعددة الذري 3) بالإضافة إلى 4 نيوترونات، * وهكذا يزداد العدد الذري للعناصر.

بجانب العدد الذري Z الذي هو عدد البروتونات، يهمنا في الكيمياء والفيزياء أيضا الكتلة الذرية A وهي مجموع البروتونات والنيوترونات في النواة الذرية، تسمى A عدد الكتلة.

وقد لوحظ أن تساوي أعداد البروتونات وأعداد النيوترونات يعمل على استقرار النواة، وعل الأخص بالنسبة لأول 20 عنصر في الجدول الدوري. بعد ذلك تحتاج النواة إلى مزيد من النيوترونات للإبقاء على استقرار النواة وذلك لمعادلة قوي التنافر المتزايدة بين البروتونات. إذا لم تكن النواة مستقرة فهي تكون ذات نشاط إشعاعي. وقد نجد من بين النظائر المختلفة لعنصر، ما هومستقر أو غير مستقر، فمثلا الكربون–12 يكون مستقرا أما كربون–14 فهو مشع غير مستقر.

بصرف النظر عن كون العنصر مشعا أم غير مشع، فقد بدت أن تغيرات في أطياف العناصر الخفيفة والعناصر الثقيلة، توحي بأن تلك التغيرات يتزايد تأثيرها بتزايد العدد الذري Z. و قد تم تفسير هذه الاختلافات أخيرا بواسطة هنري موزلي في عام 1913. فقد قام موزلي بمشاهدة خطوط الطيف الصادرة من ذرات مثارة ووجد أنها تتفق مع نموذج بور للذرة وفي كون أن تردد خطوط الطيف للعناصر المختلفة تتناسب طرديا مع مربع Z.

قام موزلي بقياس طول الموجة للفوتونات الصادرة من الأغلفة الذرية التحتية للألمونيوم (خطوط الطيف K و L) حيث Z = 13 وقارنها بخطوط الطيف للذهب Z =79.. ووجد أن الجذر التربيعي لتردد الفوتونات الصادرة تزداد بالانتقال من عنصر إلى عنصر بطريقة خطية. وقد أوصل هذا موزلي إلى قانونه المسمى قانون موزلي أن العدد الذري يؤول بطريقة مباشرة إلى شحنة النواة الذرية المحسوبة، أي إلى عدد البروتونات Z. كما بين موزلي أن مجموعة اللانثانيدات (من لانثانيد إلى عنصر لوتيشيوم) لا بد وأن تشمل 15 عضوا (لا أقل ولا أزيد)، وكان ذلك في هذا الوقت بعيدا عن تفكير الكيميائيين.

الرقم الذري يتناسب تناسبا طرديا إلى حد كبير مع عدد الكتلة (و يجب عدم الخلط بينهما) والذي يمثل عدد البروتونات والنيوترونات في نواة الذرة. عدد الكتلة غالبا ما يأتي بعد اسم العنصر، فمثلا كربون-14 (والذي يستخدم لحساب الزمن بالكربون المشع) واليورانيوم-235 واليورانيوم-238.

تشير الظواهر الفلكية والعلوم الفيزيائية إلى أن الكون بدأ أولا في هيئة غمامة شديدة السخونة من الهيدروجين بنسبة نحو 75% والهيليوم (نحو 23 %). وبعد تجمعهما تكوّن منهما نجوم وتجمعات نجوم، حيث ارتفعت درجة حرارة النجم النشأ تحت فعل تزايد الكتلة وتزايد الجاذبية حتى أصبحت كافية لإشتعال تفاعل نووي فيه. يتسم هذا التفاعل ب اندماج نووي يتم فيه إلتحام ثلاثة أو أربعة ذرات هيدروجين فينتج منهم الهيليوم. ومن اندماج الهيليوم بالهيدروجين والهيليوم مع الهيليوم نتجت العناصر الأثقل من ذلك شيئا فشيئا. أي طبقا لنظرية الانفجار العظيم ونظرية تكوّن النجوم فقد تكونت كل العناصر الموجودة في اللجدول الدوري سابقا في قلوب النجوم من عنصري الهيدروجين والهيليوم.

الخواص الكيميائية:

لكل عنصر مجموعة من الخواص الكيميائية والتي تعتمد على عدد الالكترونات المتواجدة في الذرة المتعادلة، ويرمز له Z. ويتبع ترتيب هذه الالكترونات مبادئ ميكانيكا الكم. ويمثل عدد الالكترونات في كل مدار إلكتروني للعنصر –وخصوصاً المدار الخارجي – العامل الرئيسي في تحديد سلوك التآثر لذلك العنصر. لذا فإن العدد الذري هو الوحيد الذي يحدد الخواص الكيميائية للعنصر، فهو الذي يجدد عدد الإلكترونات في الغلاف الذري، ولهذا السبب يمكن تعريف العنصر بأنه يتحوي على ذرات بعينها أو يحتوي على مزيج من نظائر هذا العنصر.

عناصر جديدة:

يتم الاعتماد على الأعداد الذرية عند التقصي عن عناصر جديدة، ففي عام 2010 تم تعيين الأعداد الذرية 1 إلى 118. وتتم عملية إنتاج عناصر جديدة عن طريق قصف ذرات العناصر الثقيلة بالأيونات، كأن يكون حاصل جمع العدد الذري للعنصر والأيون مساوياً للعدد الذري للعنصر الجديد. وبشكل عام فإن عمر النصف يصبح أقصر بزيادة العدد الذري، لذا فقد تتواجد جزيرة الثبات لنظائر غير مكتشفة لأعداد معينة من البروتونات والنيوترونات.

مجموعة جدول دوري:

مجموعة الجدول الدوري هي أى من الأعمدة الرأسية في الجدول الدوري للعناصر. ويوجد 18 مجموعة في الجدول الدوري القياسي.

وليس من المصادفة ان يكون هناك تماثل بين بعض هذه المجموعات والسلاسل الكيميائية: فإن الجدول الدوري تم إنشائه في الأساس لتنظيم السلاسل الكيميائية في شكل منظم.

والتفسيرات الحديثة لكيفية ترتيب الجدول الدوري تنص على أن العناصر في كل مجموعة لها تركيب متماثل في غلاف الإلكترونات الخارجى لذرات تلك العناصر. وحيث ان معظم الخصائص الكيميائية تعتمد على هذا الغلاف، فإن هذا يعطى عناصر المجموعة الواحدة خواص فيزيائية وكيميائية متماثلة.

أرقام المجموعات:

هناك ثلاثة أنظمة لترقيم المجموعات الأول باستخدام الأرقام العربية، والثاني باستخدام الأرقام رومانية، والثالث عبارة عن مزج بين الأرقام الرومانية والحروف اللاتينية. وقد تم اختيار الترقيم العربى من قبل الاتحاد الدولي للكيمياء والكيمياء التطبيقية (IUPAC). وقد تم تطوير هذا النظام المقترح من IUPAC ليحل محل

الأرقام الرومانية حيث أنها قد تسبب الالتباس نظرا لأنها تستخدم نفس الأسماء لمعان مختلفة.

وقد كان هناك كم كبير من الحيرة بين في الأنظمة القديمة لكل من (IUPAC) و(CAS) عند دمج استخدام الترقيم الروماني مع الحروف. وذلك لأنه في النظام القديم عند (IUPAC) كان يتم استخدام الحروف A و B لمجمعة العناصر الأساسية (A) والجزء الأيمن من الجدول (B)، بينما كان نظام (CAS) يستخدم الحروف A و B لمجمعة العناصر الأساسية (A) العناصر الانتقالية(B). وقد كان النظام الأول يستخدم في أوروبا والأخير يستخدم في أمريكا. وعلى هذا فقد تم عمل نظام جديد (IUPAC) لاستبدال النظامين وذلك لأنهم يستخدموا نفس التسميات بمعاني مختلفة.

وتكون مجموعات الجدول الدوري كما يلي (وبين الأقواس يوجد النظامين القديمين الأوربى والأمريكي):

- المجموعة 1 (IA,IA): فلزات قلوية
- المجموعة 2 (IIA,IIA): فلزات قلويات ترابية
- المجموعة 3 (IIIA,IIIB)
- المجموعة 4 (IVA,IVAB)
- المجموعة 5 (VA,VB)
- المجموعة 6 (VIA,VIB)
- المجموعة 7 (VIIA,VIIB)
- المجموعة 8 (VIII)
- المجموعة 9 (VIII)
- المجموعة 10 (VIII)
- المجموعة 11 (IB,IB): معادن العملات

- المجموعة 12 (IIB,IIB)
- المجموعة 13 (IIIB,IIIA): مجموعة البورن
- المجموعة 14 (IVB,IVA): مجموعة الكربون
- المجموعة 15 (VB,VA): مجموعة النيكتوجين (وهذا الاسم لم توافق عليه IUPAC) أو مجموعة النيتروجين
- المجموعة 16 (VIB,VIA): مجموعة كالوجين
- المجموعة 17 (VIIB,VIIA): مجموعة الهالوجينات
- المجموعة 18 (المجموعة صفر): مجموعة الغازات النبيلة

فلز انتقالي:

يحمل المصطلح معدن انتقالي أو فلز انتقالي (يسمى أيضا عنصرا انتقاليا) في علم الكيمياء تفسيران ممكنان:

- بصفة عامة هو أي عنصر من عناصر المستوى الفرعي d في الجدول الدوري، بما في ذلك الزنك والسكانديوم. وهذا يطابق تماما مجموعات الجدول الدوري من 3 إلى 13.
- لتحديد أكثر يمكن أن ترجع للعناصر التي تكون على الأقل بها أيون شبه ممتلئ بالإلكترونات في التوزيع الإلكتروني لعناصر المستوى الفرعي d. وهذا يطابق تماما عناصر المستوى الفرعي d بدون الزنك والسكانديوم.

لكل تفسير استخداماته وما يثبته. الأول بسيط وسهل التداول. بينما تتبع خواص العناصر الانتقالية كمجموعة من قدرتها على المساهمة بإلكترونات تكافؤ المستوى الفرعي s قبل المستوى الفرعي d، وهذه الخاصية تتبعها كل عناصر المستوى الفرعي d فيما عدا الزنك والسكانديوم, ولذا فإنه يفضل استخدام التفسير الأكثر دقة لما له من فائدة في كثير من المواقف. ويتم المساهمة بإلكترونات الأوربيتال d بعد s لأنه بمجرد البدء في ملء الأوربيتال d بالإلكترونات فإنه

يقترب من النواة، مما يجعل إلكترونات المستوى الفرعى s أبعد وبالتالي تكون الإلكترونات الخارجية.

الدورة السابعة	الدورة السادسة	الدورة الخامسة	الدورة الرابعة	Group
Lr 103	Lu 71	Y 39	Sc 21	3 (III B)
Rf 104	Hf 72	Zr 40	Ti 22	4 (IV B)
Db 105	Ta 73	Nb 41	V 23	5 (V B)
Sg 106	W 74	Mo 42	Cr 24	6 (VI B)
Bh 107	Re 75	Tc 43	Mn 25	7 (VII B)
Hs 108	Os 76	Ru 44	Fe 26	8 (VIII B)
Mt 109	Ir 77	Rh 45	Co 27	9 (VIII B)
Ds 110	Pt 78	Pd 46	Ni 28	10 (VIII B)
Rg 111	Au 79	Ag 47	Cu 29	11 (I B)
Uub 112	Hg 80	Cd 48	Zn 30	12 (II B)

الفلزات الانتقالية هي العناصر الكيميائية الأربعين من 21 إلى 30، من 39 إلى 48، ومن 71 إلى 80، ومن 103 إلى 112.وقد تم استخدام *انتقالية* من مكانها في الجدول الدوري. ففى كل دورة من الدورات الأربعة التي توجد فيها، تمثل هذه العناصر إضافة ناجحة للإلكترونات في المدار d في الذرة. وعلى هذا فإن الفلزات الانتقالية تمثل الحالة الانتقالية بين عناصر المجموعة الثانية وعناصر المجموعة الثالثة عشر.

الشكل الإلكتروني:

عناصر المجموعة الرئيسية السابقة للمجموعة الانتقالية في الشكل الدوري (العناصر من 1 إلى 20) لا يوجد لها إلكترونات في المدار d ولكن في المدارات s، d فقط. في الدورة الرابعة من السكانديوم إلى الزنك يمتلئ المستوى الفرعى d. فيما عدا مجموعة النحاس ومجموعة الكروم توجد عناصر المستوى الفرعي d في الحالة الأرضية حيث يوجد فيها إلكترونان في المستوى الفرعى s. الشكل

الإلكتروني لعناصر المستوى الفرعي d كالتالى: $ns^2(n\text{-}1)d^{1-10}$ حيث n هي رقم الكم الرئيسي.

المدار s الخارجي لعناصر المستوى الفرعى d يكون في حالة طاقة أقل من طاقة المستوى الفرعى d للمستوى $n\text{-}1$. ونظرا لأن الذرات تميل لأن تكون في أقل حالات الطاقة، فإنه يتم ملئ المدرا s أولا، ولكن النحاس ($4s^1 3d^{10}$) والكروم ($4s^1 3d^5$) هما استثناء ويحتويان على إلكترون واحد في المدار الخارجي نظرا لحالة النصف امتلاء والتي تكون أكثر ثباتا في الطاقة (يحدث ذلك عند وجود 5 أو 10 إلكترونات في المدار d).

يحتوى السكانديوم على إلكترون وحيد في المدار d، وإلكترونان في المدار s الخارجي. ونظلا لأن أيون السكانديوم (Sc^{+3}) لا يوجد به إلكترونات في المدار d أي أنه لا يمكن أن يكون ممتلئ جزيئا بالإلكترونات لهذا المدار، ولذا فغنه لا يكون من الفلزات الانتقالية لو طبقنا هذه القاعدة بالتحديد. وبالمثل، الزنك فإنه لا يكون من الفلزات الانتقالية نظرا لأنه يوجد كأيون Zn^{+2} ويحتوى على مدار d ممتلئ.

الخواص الكيميائية:

تميل العناصر الانتقالية لأن يكون لها عزم شد، كثافة، درجة حرارة غليان ودرجة حرارة ذوبان عالية. وكما يوجد في كثير من الفلزات الانتقالية، فإن هذا يرجع إلى قدرة إلكترونات المدار d على إعادة التمركز. فالمواد الفلزية، كلما زادت فيها الإلكترونات المشاركة بين النويات، كلما كان الفلز أقوى.

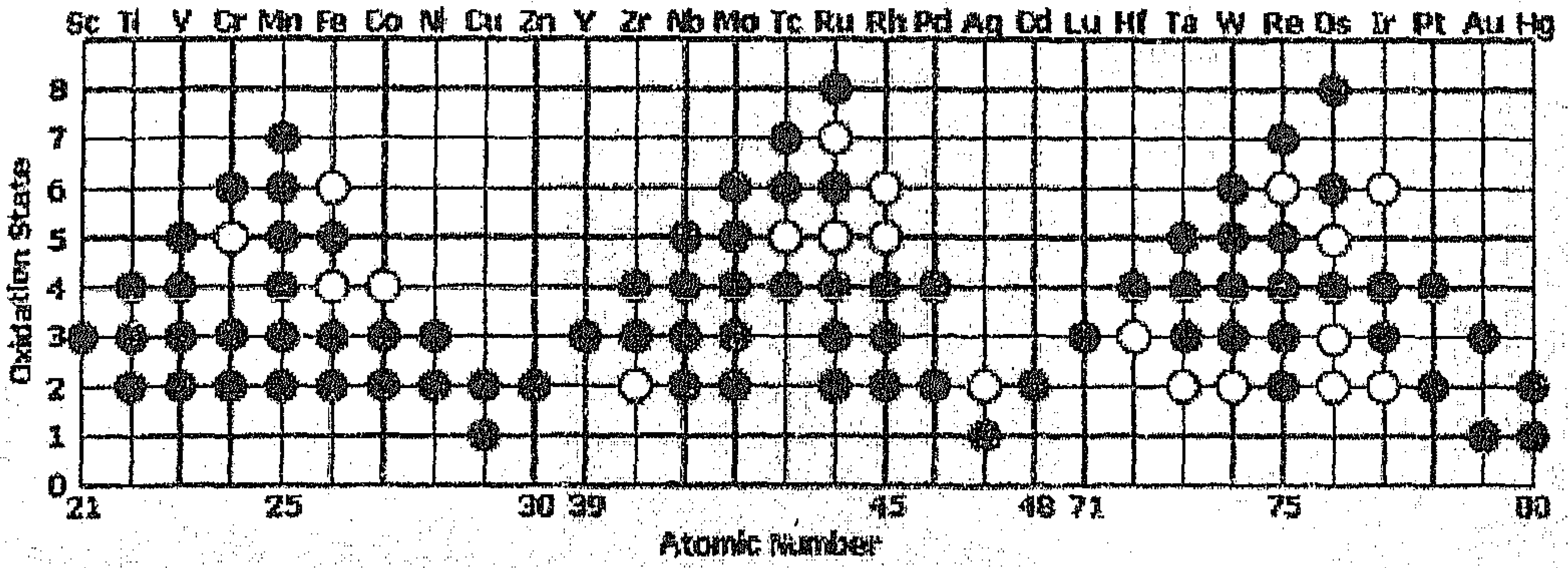
ويوجد عدة خواص عامة للفلزات الانتقالية:

- يكونوا مركبات ملونة.
- يمكن أن يكون لها أكثر من حالة تأكسد.
- عوامل حفازة جيدة.

- لونها فضى يميل إلى الأزرق في درجة حرارة الغرفة، فيما عدا النحاس والذهب.
- كلها صلبة في درجة حرارة الغرفة فيما عدا الزئبق.
- يمكن أن تكون مركبات معقدة، والتي يتم وصفها في نظرية الحقل البللوري.

حالات التأكسد المختلفة:

عند المقارنة مع عناصر المجموعة الثانية مثل الكالسيوم، فإن العناصر الانتقالية تكون أيونات بمدى واسع من حالات التأكسد. وتظهر حالات التأكسد العديدة للعناصر الانتقالية نظرا لأن حالة الامتلاء الجزئي في المستوى الفرعى d تمكن هذه العناصر من تقبل أو إعطاء الإلكترونات في التفاعلات الكيميائية. بينما يفقد أيون عنصر الكالسيوم أكثر من 2 إلكترون، بينما يمكن للعناصر الانتقالية أن تفقد حتى 9 إلكترونات. ويمكن الوصول لسبب هذا عن طريق دراسة المحتوى الحراري للتأين للمجموعتان. الطاقة اللازمة لتحريك إلكترون من الكالسيوم تكون قليلة حتى محاولة تحريك إلكترون من المستوى الفرعى التالي للمستوى s الخارجي والذي يحتوى 2 إلكترون. وفى الواقع فإن Ca^{+3} له محتوى حرارى مرتفع لدرجة أنه يحدث بندرة شديدة طبيعيا. بينما أي عنصر انتقالي مثل الفاناديوم له تقريبا زيادة خطية في المحتوى الحراري للتأين خلال إلكترونات المدارات s، d، نظرا لقرب الطاقة بين المدارات d3 و s4. وعلى هذا فغن العناصر الانتقالية غالبا ما توجد في في حالات عالية.



يوضح هذا الجدول بعض حالات التأكسد في مركبات عناصر الفلزات الانتقالية.

يمكن ملاحظة ظهور اتجاه معين يظهر هلال الدورة للعناصر الانتقالية:

- يزيد رقم التأكسد لكل أيون حتى الوصول للمنجنيز، والذي يرجع بعده هذا الرقم للنقصان. وهذا النقصان راجع للجذب الزائد من البروتونات الموجودة في النواة للإلكترونات, مما يجعلها صعبة الانفصال.
- عند وجود العناصر في حالات التأكس المنخفضة، يمكن أن يتواجدوا على هيئة أيونات بسيطة. ولكن عند التواجد في حالات التأكسد الأعلى فإنها غالبا ما تكون مرتبطة تساهميا لمركبات لها سالبية كهربية مثل O، F، ويوجد هذا في الأيونات متعددة الذرات مثل الكرومات والفانيدات البيرمنجنات.

النشاط الحفزي:

تكون الفلزات الانتقالية عوامل حفازة جيدة سواء كانت متجانسة أو غير متجانسة، فمثلا الحديد هو العامل الحفاز في عملية هابر. كما يستخدم النيكل أو البلاتين في عملية هدرجة الألكينات.

المركبات الملونة:

يمكن للعين البشرية تمييز اللون خلال التردد المرئي للأشعة الإلكترومغناطيسية للطيف الإلكترومغناطيسي. ويكون هناك عديد من الألوان ناتجة من التغير في تركيب الضوء بعد انعكاسه أو أمتصاصه عند اصطدامه بأي مادة. ونظرا لأن لتركيب الفلزات الانتقالية، فغنها تكون مركبات وأيونات ملونه. كما أن اللون يتغير للعنصر الواحد خلال أيوناته المختلفة MnO<nowiki/>$_4^-$ (المنجنيز في حالة التأكسد +7) مركب أرجواني اللون، بينما Mn^{+2} لونه قرنفلي شاحب.

يمكن باستخدام تكون المركبات المعقدة تحديد اللون في العناصر الانتقالية. وهذا نظرا لتأثير الليجندات على المدار d3. تقوم الليجندات بجذب بعض إلكترونات المدار d3 وتقسمهم إلى مجموعات أعلى وأقل في الطاقة. يمكن للإشعاع الإلكترومغناطيسي أن يلاحظ لو أن تردده يتناسب مع فرق الطاقة بين حالتي الطاقة الموجودتان في الذرة (طبقا للمعادلة $e=hf$) عندما يصطدم الضوء بذرة والتي يكون المدار d3 فيها منقسم، يتم ترقية بعض الإلكترونات إلى مستوى طاقة أعلى. وبالتالى نظرا لأنه يمكن امتصاص عديد من ترددات الضوء فإنه ينتج من ذلك عديدي من الألوان في المركبات المعقدة.

يعتمد اللون في المركب المعقد على التالي وهكذا:

- نوع أيون الفلز، وبالتحديد عدد الإلكترونات في المدار d.
- ترتيب الليجندات حول أيون الفلز (فمثلا يمكن للنظائر الفراغية).
- طبيعة الليجند الحيط بإيون الفلز. فكلما زذدات قوة الليجند كلما زادت فروق الطاقة بين مجموعتى d3 المنفصلتين.

المركب المعقد المتكون من المدار d في عنصر الزنك (والذي لا يعتبر عنصر انتقالي) لا لون له، نظرا لأن المارد d3 ممتلئ، لا توجد إلكترنات قابلة للحركة لمستوى طاقة أعلى.

فلز قلوي ترابي:

الفلزات القلوية الترابية هي سلسلة العناصر الموجودة في المجموعة الثانية من الجدول الدوري وهي: بيريليوم، مغنيزيوم، كالسيوم، سترانشيوم، باريوم، راديوم (ولا يعتبر الراديوم دائما من ضمن عناصر تلك السلسة نظرا لأن فترة عمر النصف له قليلة.

تم تسمية الفلزات القلوية الترابية بهذا الاسم على أساس أكاسيدها، الفلزات الترابية، والتي كانت أسمائها القديمة: بريليا (beryllia)، ماجنسيا (magnesia)، لايم (lime)، سترونتيا (strontia)، باريتا(baryta). وقد تم تسمية هذه الأكاسيد *قلويات أرضية* نظرا لطبيعتها التي تقع بين القلويات (أكاسيد الفلزات القلوية) والمعادن الأرضية النادرة (أكاسيد المعادن الأرضية النادرة). ويعتبر النظام الذي إتبعه الإغريق من أول الأنظمة التي أستخدمت لتسمية العناصر والتي يتم استخدام أربعة عناصر رئيسية فيه منها التراب. وقد تم تطوير هذا النظام لاحقا عن طريق الفلاسفة والكيميائين القدامى مثل أريستوتل (Aristotle) قرن رابع قبل الميلاد، باراسيلسوس (Paracelsus) النصف الأول من قرن 16، جون بيشر (John Becher) منتصف القرن 17، جورج شتال (Georg Stahl) أواخر القرن 17، وقد تم تصنيف التراب فيما بعد لثلاثة أنواع أو أكثر. وقد تم إدراك أن هذه المركبات ليست عناصر ولكنها مركبات عن طريق أنطوان لافوازييه (Antoine Lavoisier) في كتابه (عناصر الكيمياء) 1789 وقد سماها بالأملاح المتكونة من عناصر ترابية. وقد قام فيما بعد باقتراح أنها ممكن أن تكون أكاسيد فلزات. وكان هيمفرى دافى (Humphry Davy) أول من حصل على عينات من الفلزات عن طريق التحليل الكهربائي.

الفلزات القلوية الترابية لها لون فضي، وليست صلبة، وهي معادن قليلة الكثافة وتتفاعل بسرعة مع الهالوجينات لتكوين أملاح أيونية، ومع الماء لتكوين هيدروكسيدات قلوية (قاعدية)، ولكنها ليست في نفس سرعة تفاعل الفلزات القلوية.

فمثلا بينما يتفاعل الصوديوم والبوتاسيوم مع الماء في درجة حرارة الغرفة، الماغنسيوم يتفاعل فقط مع البخار والكالسيوم يتفاعل مع الماء الساخن. وهذه العناصر لها إلكترونان في غلافها الخارجي، ولذا فإنه يمكن الوصول للحالة الأفضل لها من حيث الطاقة (غلاف إلكتروني ممتلئ) عن طريق فقد إلكترونين لتكوين شاردة (ايونا) موجبا ثنائيا.

عناصر المجموعة الثالثة:

عناصر المجموعة الثالثة هي العناصر الموجودة بالجدول الدوري للعناصر في المجموعة الثالثة وهي:

- سكانديوم (21)
- إيتيريوم (39)
- لانثانوم (57) – لوتيتيوم (71)
- أكتينيوم (89) – لورنسيوم (103)

العناصر السابقة كلها يتم وضعها في المجموعة الثالثة نظرا لأنها تحتوى على 3 إلكترونات في غلافها الأخير. السكانديوم والإيتيريوم واللانثينيدات (فيما عدا البروميثيوم) يمكن ان توجد طبيعيا، وإن كانت بنسب قليلة في القشرة الأرضية ويطلق عليها *فلزات قلويات ترابية*. البروميثيوم (61) والنبتونيوم (93) مع اللورنسيوم يمكن أن يتم تصنيعهم في المعمل ولا يتواجدوا في الطبيعة.

عناصر المجموعة الرابعة:

عناصر المجموعة الرابعة هي العناصر الموجودة بالجدول الدوري للعناصر في المجموعة الثالثة وهي:

- تيتانيوم (22)
- زركونيوم (40)
- هافنيوم (72)
- رذرفورديوم (104)

العناصر السابقة كلها يتم وضعها في المجموعة الرابعة نظرا لأنها تحتوى على 4 إلكترونات في غلافها الأخير. الرذرفورديوم لا يتواجد في الطبيعة ولكن يتم تحضيره في المعامل.

عناصر المجموعة الخامسة:

عناصر المجموعة الخامسة هي العناصر الموجودة بالجدول الدوري للعناصر في المجموعة الخامسة وهي:

- فاناديوم (23)
- نيوبيوم (41)
- تنتالوم (73)
- دبنيوم (105)

العناصر السابقة كلها يتم وضعها في المجموعة الخامسة نظرا لأنها تحتوى على 4 إلكترونات في غلافها الأخير. الدبنيوم لا يتواجد في الطبيعة ولكن يتم تحضيره في المعامل.

عناصر المجموعة السادسة:

عناصر المجموعة السادسة هي العناصر الموجودة بالجدول الدوري للعناصر في المجموعة السادسة وهي:

- كروم (24)
- موليبيدنيوم (42)
- تنجستين (74)
- سيبورجيوم (106)

"المجموعة السادسة " هي التسمية الجديدة من IUPAC لهذه المجموعة، فقد كانت التسمية القديمة لها " المجموعة (VIA) " في النظام الأوربى القديم أو "المجموعة (VIB) في النظام الأمريكي القديم".

ولا يجب الخلط بينها في التسمية القديمة للنظام الأوربي المجموعة VIA والنظام الأمريكي VIA، والذي في الواقع هو المجموعة السادسة عشر.

عناصر المجموعة السابعة:

عناصر المجموعة السابعة هي العناصر الموجودة بالجدول الدوري للعناصر في المجموعة السابعة وهي:

- منجنيز (25)
- تكنيتيوم (43)
- رينيوم (75)
- بوريوم (107)

العناصر السابقة كلها يتم وضعها في المجموعة السابعة نظرا لأنها تحتوى على 4 إلكترونات في غلافها الأخير. التكنيتيوم ليس له نظير ثابت. التكنيتيوم والبروميثيوم (61) هما العنصرين قبل البولونيوم وبعده لا يوجد أى عنصر له نظير ثابت.

عناصر المجموعة الثامنة:

عناصر المجموعة الثامنة هي العناصر الموجودة بالجدول الدوري للعناصر في المجموعة الثامنة وهي:

- حديد (26)
- روثينيوم (44)
- أوزميوم (76)
- هاسيوم (108)

العناصر السابقة كلها يتم وضعها في المجموعة السابعة نظرا لأنها تحتوى على 4 إلكترونات في غلافها الأخير. الهاسيوم لا يوجد في الطبيعة ولذلك يتم تحضيره في المعامل.

عناصر المجموعة التاسعة:

عناصر المجموعة التاسعة هي العناصر الموجودة بالجدول الدوري للعناصر في المجموعة التاسعة وهي:

- كوبالت (27)
- روديوم (45)
- إريديوم (77)
- مايتنريوم (109)

عناصر المجموعة العاشرة:

عناصر المجموعة العاشرة هي العناصر الموجودة بالجدول الدوري للعناصر في المجموعة العاشرة وهي:

- نيكل (28)
- بلاديوم (46)
- بلاتين (78)
- دارمشتادتيوم (110)

عناصر المجموعة الحادية عشر:

عناصر المجموعة الحادية عشر (IB) في الجدول الدوري تتكون من معادن العملات التقليدية مثل النحاس والفضة والذهب. وهذه المعادن تعرف أيضا على أنها المعادن النبيلة والاسم معادن العملات لا يعترف به من قبل (IUPAC)، لأنه يؤدى لحدوث تشويش عند بإضافة العناصر الأخرى لهذ المجموعة. بالإضافة إلى أن هناك بلاد قامت باستخدام معدان أخرى لصنع العملات (مثلا فيها الإستانليس ستيل والزنك). كما أن الأكتينيد الانتقالي روينتجينيوم عنصر من عناصر هذه المجموعة.

عناصر هذه المجموعة كلها تقريبا لها معادن مقاومة للتأكل وبالتالى تم استخدامها لسك العملات وهو ما اعطاها اسمها. تكون عديد من الفلزات تكون مركبات ملونة، مثل بيريت الحديد، وعديد من الفلزات بريق ملون ولكن باستثناء السيزيوم، الذي له إلكترون S6 مشابه للذهب، ولكن النحاس والذهب فقط لهما لون.

هذه الفلزات وخاصة الفضة، لها خواص غير عادية مما يجعلها أساسية في التطبيقات الصناعية وذلك بغض النظر عن قيمتها النقدية أو الزخرفية. فإنها جميعا موصلة للكهرباء. وأكثر الفلزات توصيلا هي الفضة، النحاس والذهب بالترتيب. كما أن الفضة أكثر الفلزات توصيلا للحرارة، وأكثر المواد عكسا للضوء. كما أنها تنفرد بأن طبقة الصدأ التي تتكون على سطحها تكون موصلة للكهرباء.

يتم استخدام النحاس بصورة كبيرة في الدوائر والأسلاك الكهربية. كما أن الذهب يستخدم في بعض المعدات الدقيقة نظرا لأنه لا يصدأ. ويتم استخدام الفضة في الدوائر الكهربية الحرجة كموصلة، وتستخدم أيضا في التصوير (لأن نيتراتها تتحول إلى معدن عند التعرض للضوء) كما تستخدم أيضا في الزراعة ،الطب،التطبيقات العلمية الأخرى.

الذهب والفضة والنحاس تعتبر معادن لينة وبالتالي يمكن أن تتشوه في الاستخدام اليومي للعملات. كما أن المعادن الغالية يمكن أن تبلى خلال الاستخدام. وبالتالي عند دراسة عمل العملات يجب أن تكون هذه المعادن في شكل سبائك مع معادن أخرى وذلك لإعطاء هذه المعادن العمر الكافي ليتم استخدامها كعملات بدون أن تتشوه أو تبلى.

عملات ذهبية يتم إنتاجها إما 90 % ذهب (مثال، عملات الولايات المتحدة ما قبل 1933)، أو 22 قيراط (91.6 %) ذهب (مثال، العملات التي يتم جمعها وعملة كروجر)، ويتم استخدام النحاس والفضة كمكمل للباقي.

عملات فضية يتم إنتاجها إما 90 % فضة عملات الولايات المتحدة ما قبل 1965 والتي تم تدوالها في عديد من البلاد، أو الفضة الإسترلينية (92.5 %) للعملات البريطانية لما قبل 1967، ويتم استخدام النحاس كمكمل للباقى.

عملات نحاسية يتم إنتاجها غالبا من النحاس عالى النقاوة 97 % مع استخدام كميات صغيرة من الزنك، القصدير.

وبصدور فرمان العملات الذي نص على أن القيمة الاسمية للعملات لابد أن تكون أقل من قيمة المعادن التي تم استخدامها تاريخيا. وذد أدى هذا لأن تكون العملات الحديثة يتم تصنيعها من الفلزات العادية نحاس-نيكل (80: 20 لونها فضي) وهو مشهور مثل نيكل-نحاس أصفر (نحاس 75، نيكل 5، زنك 20، لونها ذهبى) منجنيز-نحاس اصفر (نحاس، زنك، منجنيز، نيكل)، برونز، أو الصلب العادى المطلي.

عناصر المجموعة الثانية عشر:

عناصر المجموعة الثانية عشر هي العناصر الموجودة بالجدول الدوري للعناصر في المجموعة الثانية عشر وهي:

- زنك (30)
- كادميوم (48)
- زئبق (80)
- أنون بيوم (112)

مجموعة البورون:

مجموعة البورون هي عناصر المجموعة الثالثة عشر الموجودة بالجدول الدوري للعناصر (طبقا لشكل IUPAC) وهذه العناصر تتميز بوجود ثلاث إلكترونات في غلاف الطاقة الخارجي لها. ويعتبر البورون من أشباه الفلزات، وباقى المجموعة تعتبر فلزات.

تحوي هذه المجموعة العناصر التالية: البورون والألومنيوم والغاليوم والإنديوم والثاليوم بالإضافة إلى أنون تريوم.

الخصائص العامة:

تتميز عناصر مجموعة البورون بصغر أبعاد الأيونات وكبر شحناتها وارتفاع كمون التأين للأيون الموافق M^{3+}، مما يوحي بأن طبيعة الرابطة الكيميائية في مركباتها هي رابطة مشتركة، إلا أن ذلك لا يلاحظ إلا في معظم مركبات البورون والعديد من المركبات البسيطة مثل كلوريد الألومنيوم وكلوريد الغاليوم، التي هي من طبيعة مشتركة في الحالة اللامميهة. أما في المحاليل فإن الإماهة تحرر كمية من الطاقة تعوض تلك القيمة لكمونات التأين مما يؤدي إلى ملاحظة الأيونات الفلزية في الحالة المميهة.

تبدي هذه العناصر جميعها رقم الأكسدة +3، كما أن بعض العناصر تحمل رقم الأكسدة +1 ويظهر هذا في العناصر الأكثر ثقلا كما في الثاليوم، حيث تعد مركباته أحادية التكافؤ أكثر ثباتاً.

هناك فروق واضحة بين نقطة انصهار عناصر هذه المجموعة ونقطة غليانها، حيث يظهر ذلك جلياً عند الغاليوم الذي يكون سائلاً على امتداد 2000°س تحت الضغط الجوي. هذا يفسر استخدام الغاليوم مغلفاً بالكوارتز لقياس درجات الحرارة المرتفعة.

لا تصادف عادة عناصر هذه الفصيلة بشكل حر في الطبيعة، وإنما توجد في مركباتها. أكثرها انتشارا هما البورون والألومنيوم، في حين أن باقي عناصر الفصيلة نادرة الانتشار.

مجموعة الكربون:

مجموعة الكربون هي عناصر المجموعة الرابعة عشر الموجودة بالجدول الدوري للعناصر (طبقا لشكل IUPAC) وهذه العناصر تتميز بوجود أربعة

إلكترونات في غلاف الطاقة الخارجي لها، وغالبا ما تساهم هذه العناصر بإلكتروناتها. ويزيد ميل الذرة لفقد الإلكترونات كلما زاد حجم الذرة، والتي تزيد مع العدد الذري. يُكوِن الكربون بمفرده أيونا سالبا, ويسمى أيون الكربيد. السيليكون والجيرمانيوم أشباه فلزات..

وتتكون المجموعة من:

- كربون
- سيليكون
- جرمانيوم
- قصدير
- رصاص
- أنون كواديوم

الخصائص:

تتميز عناصر هذه الفصيلة بالتشكيل الإلكتروني الخارجي nsp^2np^2، مع العلم بأن المدار d^{10} يوجد في الجرمانيوم، وكذلك المدار f^{14} عند الرصاص. لذلك يلاحظ الاختلاف الجوهري بين صفات الكربون والسيليسيوم من جهة، وبين باقي العناصر في المجموعة من جهة أخرى، حيث أن الكهرسلبية لا تتناقص فيها بصورة منتظمة.

تتمتع عناصر هذه الفصيلة في مركباتها بالتكافؤ الرباعي، كما أن لها كمون تأين مرتفع تجعل احتمال وجود الأيونات البسيطة M^{+4} ضعيفا.

مجموعة النيتروجين:

مجموعة النيتروجين هي عناصر المجموعة الخامسة عشر الموجودة بالجدول الدوري للعناصر (طبقا لشكل IUPAC) وهذه العناصر تتميز بوجود 5

إلكترونات في غلاف الطاقة الخارجي لها، ويوجد 2 إلكترون في المستوى الفرعي s، و3 إلكترونات في المستوى الفرعي p.

أهم عنصر في هذه المجموعة هو النيتروجين، وهو ثنائي الذرة، كما أنه من العناصر الأساسية في تركيبة الهواء.

وتتكون المجموعة من:

- نيتروجين
- فوسفور
- زرنيخ
- أنتيمون
- بزموث
- أنون بينتينيوم

تعرف هذه المجموعة أيضا بمجموعة النيكتوجين أو النيكوجين, ولكن IUPAC لم توافق على أي منهما. وقد أتى الاسم من الكلمة الإغريقية (*pigein*) والتي تعني الاختناق.

كالكوجين:

مجموعة الكالكوجين هي عناصر المجموعة السادسة عشر الموجودة بالجدول الدوري للعناصر (طبقا لشكل IUPAC)، كما تعرف هذه العناصر أيضا بعائلة الأكسجين.

وتتكون المجموعة من:

- أكسجين
- كبريت
- سيلينيوم
- تيلوريم

- بولونيوم
- أنون هيكسينيوم

مركبات هذه المجموعة بصفة خاصة السلفيدات والسيلينيدات والتيلوريدات يعرفوا معا بالكالكوجينات. وهذا الاسم مشتق من الاسم الإغريقي *chalcos* والذي يعني تكون ركام المعادن.

الأكسجين والكبريت من اللافلزات، بينما البولونيوم والسيلينيوم والتيلوريم أشباه فلزات (أى أن خواصها الكهربية تقع بين الفلزات والعوازل). كما أن كل من التليلوريم والسيلينيوم يعتبر فلز في حالته العنصرية.

الكالوجينيد يعتبروا من المعادن. فمثلا $AuTe_2$ (بايريت) من ركاز الحديد، كما ان $AuTe_2$ تم أخذ اسمه تيلورايد لمدينة (لتدل على الفترة التي كان يتم فيها عن الذهب) في ولاية كلورادو الأمريكية.

عدد التأكسد للكالوجينات بصفة عامة −2 في الكالوجينيد، ولكن يمكن أيضا أن يكون له أرقام تأكسد أخرى مثل −1.

أقصى رقم تأكسد +6 يوجد في الكبريتات، السيلينات مثل Na_2SeO_4 (سيلينات الصوديوم). وقد أدى الفهم الحديث للكمياء بعد نظرية الكم تجاوز طريقة أعداد الأكسدة التقليدية مفضلا عليها طريقة الدالة الموجية متعددة الالكترونات، التي تسمح باجراء محاكاة حاسوبية (تمثيل حاسوبي) مفصلة. ولكن هذا لا يمنع أن أرقام التأكسد التقليدية تكون مفيدة في كثير من الحالات.

عناصر مجموعة الكالكوجين:

هالوجين:

الهالوجينات هي سلسلة كيميائية. وتتكون من العناصر الموجودة في المجموعة 17 والتي كانت تسمى قديما (VII or VIIA) من الجدول الدوري

وهي: الفلور، الكلور، البروم، اليود، الأستاتين والأنون سيبتيوم. ويعنى أصل كلمة هالوجين بالإغريقية إلى مكون الملح.

جزيئات هذه العناصر ثنائية الذرة في حالتها الطبيعية. وتحتاج إلى إلكترون واحد لملء غلافها الإلكتروني الأخير، ولذا فإنها تميل لتكوين أيون سالب أحادى الشحنة. وهذا الأيون السالب يسمى بأيون الهاليد، فالأملاح التي تحتوى الأيونات تسمى هاليدات.

الهالوجينات عالية النشاط الكيميائي. ولذا فإنها يمكن أن تكون مضرة للكائنات الحية. الكلور واليود يتم استخدامها كمطهر في عديد من الاستخدامات مثل: ماء الشرب، أحواض السباحة، الجروح الحديثة، الصحون، السطوح.فلهما القدرة على قتل البكتريا والكائنات الدقيقة الأخرى التي قد تكون ضارة، فيما يسمى بعملية التطهير. كما يتم استخدام خاصية النشاط الكيميائي في عملية التبييض. الكلور هو المكون النشيط لمعظم مبيضات الأقمشة ويستخدم في معظم المنتجات الورقية.

يتحد أيون الهاليد مع ذرة هيدروجين لتكوين الأحماض الهيدرولية (HF، HCl، HBr، HI)، وهي سلسلة من الأحماض القوية. (يمكن أن يوضع أيضا HAt حمض الهيدراستاتيك كان يجب أن يوضع معهم ولكن نظرا لأن ليس ثابت على الإطلاق من ناحية تحلل ألفا فإنه لا يوضع معهم.

كما أن الهالوجينات تتفاعل مع بعضه لينتج بين الهالوجينات ومركب ين الهالوجين ثنائى الذرة وله صفات مشابهه للهالوجينات.

كثير من المركبات العضوية مثل المكاثير (البوليمرات) واللدائن وبعض المكبات العضوية الطبيعية تحتوى على ذرات هالوجين وتعرف هذه المركبات *بالمركبات المتحدة مع الهالوجينات*. الكلور حتى الآن أكثر الهالوجينات وفرة كما أن الحاجة له كبيرة للغاية (أيون الكلوريد) في جسم الإنسان. فمثلا يقوم الكلور

يلعب دور أساسي في بعض العمليات التي تتم في المخ حمض جاما-أمينو بيوتيرك، كما يستخدمه الجسم لإنتاج حمض المعدة. كما يستخدم اليود لإنتاج هرمونات الغدة الدرقية مثل هرمون الثايروكسين. ومن ناحية أخرى لا يعتقد بأن الفلور أو البروم يلعبا دور مهم في جسم الإنسان، على الرغم من أن كميات ضئيلة من الفلور يمكن أن تقوم بتبييض الأسنان.

ويلاحظ ان الهالوجينات لها إتجاه يمكن رصده عند النزول في المجموعة، فإنه يلاحظ أن السالبية الكهربية والنشاطية تقل، أما درجة حرارة الغليان والانصهار فانها تزيد.

هالوجين	الكتلة الذرية	درجة الانصهارK	درجة الغليانK	السالبية الكهربية
فلور	19	53.53	85.03	3.98
كلور	35.5	171.6	239.11	3.16
بروم	80	265.8	332.0	2.96
يود	127	396.85	457.4	2.66
أستاتين	210	575	610	2.2
أنون سيبتيوم	291*	*	*	*

* أنون سيبتيوم لم يتم اكتشافه بعد، ولذا فإنه إما أن لا يوجد له قيم فلا يتم كتابة شيء في خواصه أو تكون هذه القيم يتم حسابها عن طريق عناصر أخرى متشابهه.

غاز نبيل:

ونظراً لعدم نشاطها الكيميائي فإن الغازات النبيلة لم تكتشف حتى 1868، حينما تم اكتشاف الهيليوم بواسطة المطياف في الشمس. وتم الحصول على الهيليوم وعزله على الأرض عام 1895. للغازات النبيلة قوى جذب داخلية ضعيفة للغاية بين ذراتها وبالتالي فإن لها درجات ذوبان و غليان منخفضة للغاية. ولذا فإن هذه

العناصر تكون في الحالة الغازية في الظروف العادية، حتى التي لها وزن ذري أكبر من الفلزات الصلبة.

مركبات الغازات النبيلة:

الغازات النبيلة لها غلاف إلكتروني خارجي ممتلئ للمستويات الفرعية s، p (أى يوجد في أخر غلاف لها 8 إلكترونات، فيما عدا الهيليوم فإن له 2 إلكترون في غلافه الخارجي)، ولهذا لإنها لا تكون مركبات كيميائية بسهولة. وكلما زادت ذرات هذه السلسلة حجما كلما تتبعنا السلسلة لأسفل، فإنها تكون أكثر نشاطا إلى حد قليل. فمثلا تفاعل الزينون مع الفلور عام 1962 لينتج المركبات الآتية: XeF_2، XeF_4، XeF_6. كما تفاعل أيضا الرادون مع الفلور لينتج فلوريد الرادون (RnF) والذي كان يلمع بضوء أصفر في الحالة الصلبة. كما أن الكريبتون يمكن أن يتفاعل مع الفلور لينتج KrF_2، جزيئات مثارة ثنائية الذرة مثل Xe_2 وهاليدات الغازات النبيلة مثل XeCl والتي تستخدم في ليزر جزيئات مثارة ثنائية الذرة. وتم اكتشاف فلوريد الأرجون (ArF_2) في عام 2003.

في عام 2002، تم اكتشاف عدد من المركبات يدخل اليورانيوم فيها مع الأرجون، والكربتون والزينون. وقد أيد ذلك الاعتقاد بأن الغازات النبيلة يمكن أن تكون مركبات مع الفلزات الأخرى.

يحتوى الجدول الدوري فراغ أسفل الرادون، وله الرقم الذري 118. وهذا يدل على وجود غاز نبيل لم يكتشف بعد وله فترة وجود قليلة، والذي يعرف حاليا باسم أنون أكتيوم.

العناصر الخاملة أو النبيلة هي مجموعة من العناصر الكيميائية التي لا تتفاعل مع العناصر الأخرى بشكل عام، وذلك لأن مدارات إلكتروناتها مكتملة وممتلئة بالإلكترونات، وتشمل هذه المجموعة العناصر التالية:

- الهيليوم
- النيون
- الأرغون
- الكربتون
- الزينون
- الرادون

وتأتي تسميتها بالخاملة لأنها لا تتفاعل مع العناصر الأخرى وغير نشطة كيميائياً واستعارة نبيلة من أنها كالنبلاء لا يتخالطون مع العامة أي العناصر العادية. ويتواجد معظمها على شكل ذارات منفردة في الطبيعة.

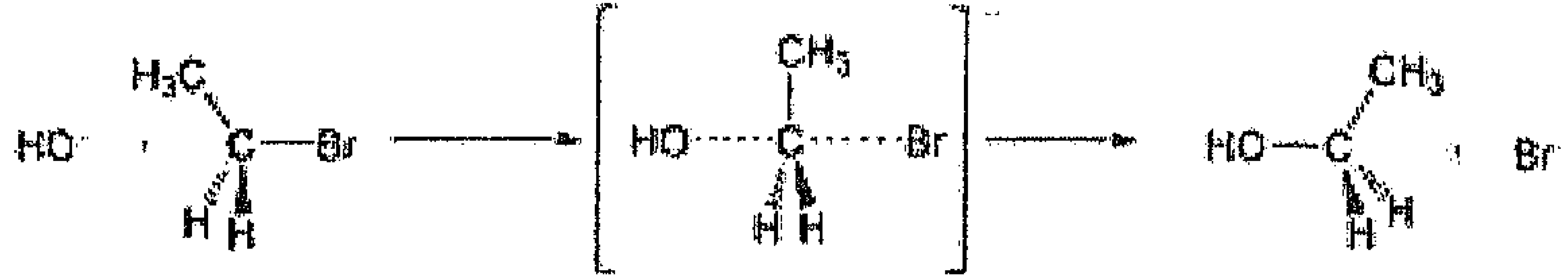
الفصل السابع

تفاعلات وتجارب كيميائية

الفصل السابع

تفاعلات وتجارب كيميائية

آلية التفاعل الكيميائي:



آلية تفاعل كيميائي من النمط $2S_N$

آلية التفاعل الكيميائي هي عبارة عن شرح الخطوات المتتالية لتفاعل كيميائي بحيث تعطي محصلة هذه الخطوات وصفاً للتغير الكيميائي الحاصل. تصف آلية التفاعل كل حالة انتقالية متشكلة أثناء التفاعل، كما تصف أي رابطة كيميائية ستنفصم وأيها ستتشكل، مع ذكر معدل سرعة خطوات التفاعل. يعد دور الحفاز من الأمور المهمة التي تشرح في آلية التفاعل، بالإضافة إلى الوصف الفراغي للمستبدلات. غالباً ما يسهم فهم آلية التفاعلات الكيميائية العضوية في تحسين شروط ومردود التفاعل.

في الوقت الراهن يجري معرفة آليات التفاعل عن طريق استخدام تقنيات تحليلية مثل مطيافية الكتلة.

أمثلة:

من أوائل التفاعلات التي وصفت آليتها هو تفاعل تكاثف البنزوين Benzoin condensation وذلك من قبل A. J. Lapworth عام 1903.

هنالك العديد من التفاعلات العضوية معروفة الآلية، وذلك مثل تفاعلات الإضافة كالإضافة الشغوفة بالإلكترونات وكالإضافة الشغوفة بالنوى وتفاعلات الاستبدال كتفاعل الاستبدال العطري المحب للإلكترونات وتفاعلات الحذف وإعادة الترتيب.

إضافة بروتون:

وضع برتون أو برتنة (بالإنجليزية:Protonation)هي إضافة بروتون (H^+) لذرة, أو جزيء، أو أيون.

وعلى سبيل المثال ننظر إلى برتنة الأمونيا (NH_3) بواسطة حمض الهيدروكلوريك (HCl),:



$$HCl + NH_3 \rightleftharpoons Cl^- + NH_4^+$$

يعطي حمض الهيدروكلوريك (مادة عاطي بروتون) بروتون إلى جزيئ الأمونيا. بذلك يتكون أنيون الكلور السالب الشحنة، و كاتيون الأمونيا موجب الشحنة. البروتون في الكيمياء هو أيون الهيدروجين وهو موجب الشحنة.

ويستخدم تفاعل وضع بروتون كثيرا لتنشيط مركب كيميائي للدخول في تفاعل. كما نستخدمه بغرض تأيين مركب، مثلما نعمل عند إجراء مطيافية الكتلة على أحد المواد.

المعادلة العامة:

نقابل عملية وضع كاتيون الهيدروجين في مركب كيميائي في تفاعلات حمض-قاعدة. فيكتسب الجزيئ المستهدف عددا من الشحنات الموجبة مسازية لعدد البرونونات المعطاة له. وتوصف المادة التي أخذت بروتونا "مركب مبرتن "، وتلك المواد التي تقبل أخذ بروتونا أو أكثر تسمى مادة آخذ بروتون. وأما العملية العكسية وهي تفكك بروتون من مركب فتسمى نزع بروتون.

إذا كان لدينا حمضا HA فيمكنه إعطاء بروتون إلى مركب B فيصبح المركب "مبرتنا " طبقا للمعادلة:



$$HA + B \rightleftharpoons A^- + HB^+$$

ولكي تتم تلك العملية لا بد من وجود حمض و قاعدة طبقا لتعريف يوهان نيكولاوس برونستد و توماس لوري. وتمثل قوة الحمض بثابت تفكك الحمض pK_a حيث a تأتي من كلمة Acid K

وقوة القاعدة بثابت تفكك القاعدة pK_b حيث b تأتي من base، وهذا يعتمد على التوازن الكيميائي فإما أن يكون في صالح وضع بروتون في المركب أو نزع بروتون منه.

إضافة شغوفة بالإلكترونات:

في الكيمياء العضوية التفاعلات الشغوفة بالإلكترونات (المحبة للإلكترونات) هي تفاعلات إضافة حيث يتم إزالة رابطة باي من مركب كيميائي بتفاعل رابطتين تساهميتين جديدتين. وفى الإضافة المحبة للإلكترونات غالبا ما تتم للمواد التي بها رابطة كربون–كربون ثنائية أو ثلاثية.



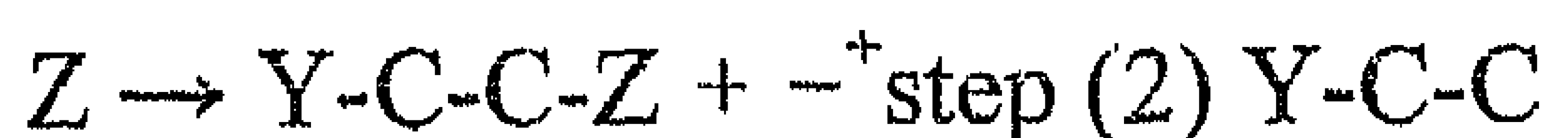
$$Y\text{-}Z + C{=}C \rightarrow Y\text{-}C\text{-}C\text{-}Z$$

القوة الدافعة لهذا التفاعل هو تكون متفاعل شغوف بالإلكترونات Y^+ وهذا يكون رابطة تساهمية مع نظام (–C=C–) مشبع غني بالإلكترونات (الخطوة الأولي).



$$-C{=}C\text{-} \rightarrow Y\text{-}C\text{-}C- + {}^{+}\text{step (1) } Y^{+}$$

في الخطوة الأولي من التفاعل الشغوف بالإلكترونات يتحد المركب الوسيط الموجب الشحنة مع (Z) والذي يكون غني بالإلكترونات لتكوين الرابطة التساهمية الثانية.



$$Z \rightarrow Y\text{-}C\text{-}C\text{-}Z + -^{+}\text{step (2) } Y\text{-}C\text{-}C$$

الخطوة الثانية تتواجد أيضا في تفاعل SN1. العدد المحدد للشغوف بالإلكترونات وطبيعة المركب الوسيط الموجب الشحنة ليست دائما واضحة وتعتمد على المتفاعلات وظروف التفاعل.

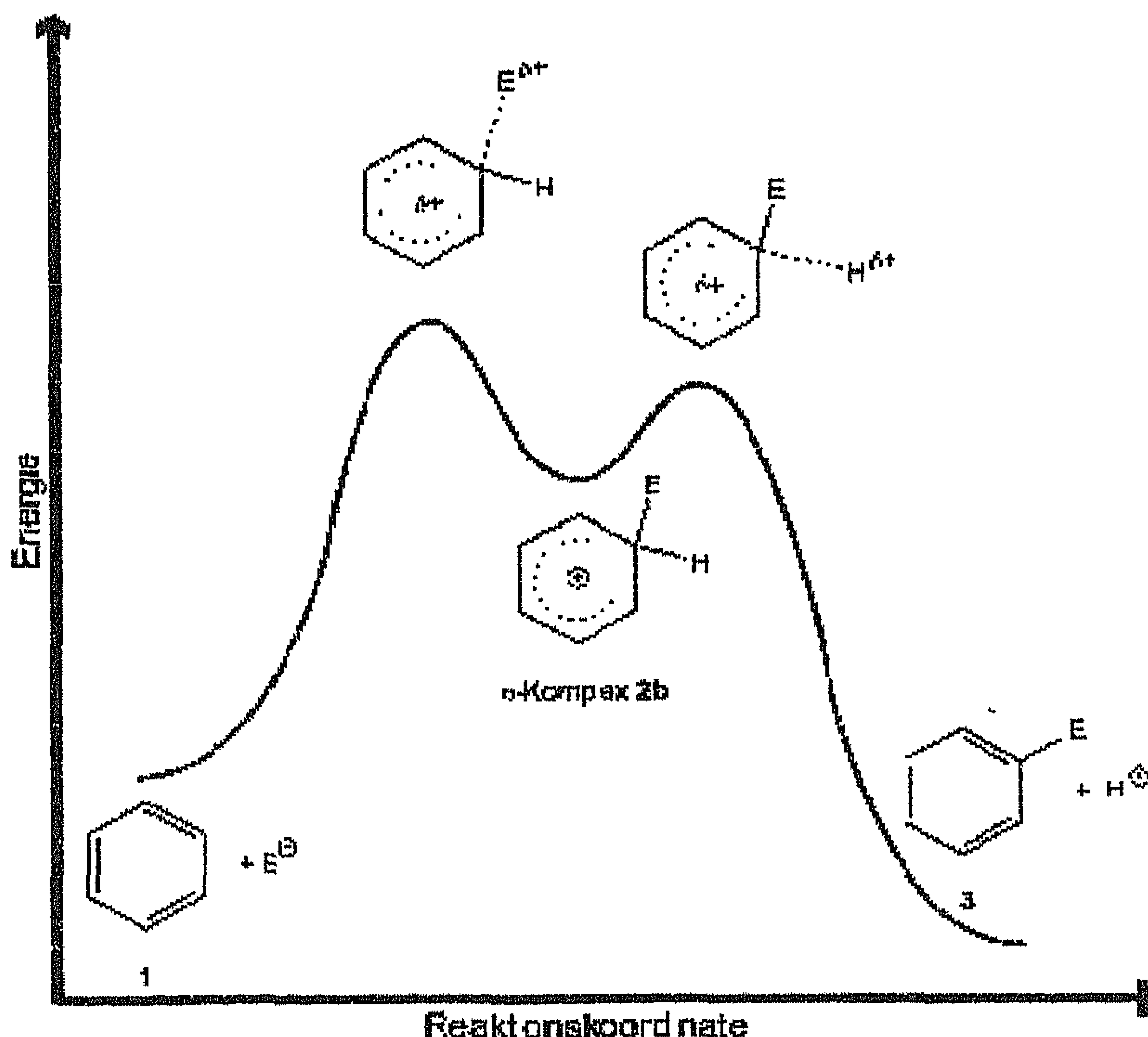
وفى كل تفاعلات الإضافات الغير متماثلة للكربون فإن إتجاه سير التفاعل مهم للغاية ويتم تحديده طبقا لقاعدة ماركينيكوف. مركبات البورون العضوية ينتج منها إضافة معاكسة لقاعدة ماركينيكوف. ويحدث هجوم للمتفاعلات المحبة للإلكترونات على الأنظمة الأروماتية وينتج منها استبدال أروماتي شغوف بالإلكترونات أكثر من تفاعلات الإضافة.

تفاعلات الإضافة الشغوفة بالإلكترونات:

- تفاعل إضافة ثنائي الهالوجين (dihalo addition reaction)
- هلجنة هيدروجينية
- تفاعل الإماهة (إضافة الماء) (Hydration reaction)
- هدرجة (Hydrogenation)
- تفاعل أكسدة زئبقية (Oxymercuration reaction)
- تفاعل أكسدة هيدروبورونية (Hydroboration-oxidation reaction)

استبدال عطري شغوف بالإلكترونات:

تفاعل الاستبدال العطري المحب للإلكترونات هو تفاعل عضوي يحث فيه استبدال لذرة (غالباً ما تكون الهيدروجين) في هيدروكربون عطري وذلك بكاشف محب للإلكترونات. من أهم تفاعلات الاستبدال العطري المحب للإلكترونات تفاعلات النترتة والهلجنة والسلفنة، بالإضافة إلى تفاعلات الألكلة مثل تفاعل فريدل-كرافتس.



مخطط طاقة التنشيط لتفاعل الاستبدال العطري المحب للإلكترونات

أمثلة إن النترتة العطرية لتشكيل مركبات نترو تتم عن طريق تشكيل أيون النترونيوم من حمض النتريك وحمض الكبريتيك

- السلفنة العطرية لحلقة البنزين تجري باستخدام حمض الكبريتيك الساخن لتعطي حمض بنزين السلفونيك.
- هلجنة البنزين بالبروم أو الكلور أو اليود تعطي الأريل الموافق، بحيث يكون التفاعل محفزاً باستخدام ثلاثي *هاليد* الحديد الموافق.

اليات تقوية المواد :

لقد ابتكر العلماء العديد من الطرق للتحكم في الخواص المختلفه للمعادن – مثل الصلاده والليونه وكذلك اجهاد الخضوع– وذلك للعديد من المواد البلوريه والغيرمتبلوره مما يفتح المجال لاعادة النظر في استخدام هذه المواد في العديد من

التطبيقات الهندسية والصناعيه المختلفه وهذه الطرق تسمى اليات تقوية المواد. ولقد اعطت هذه الاليات المهندسين القدره على تعديل الخصائص الميكانيكية للمواد مما يناسب التطبيقات المختلفه. ولعل من أشهر الامثله على ذلك تغلغل ذرات الكربون داخل الحديد والتى تنتج صلبا ذات خواص أفضل بكثير من خواص المكونات الاصليه.وكذلك فان سبيكة النحاس والزنك لديها خصائص ميكانيكية أفضل مقارنة بالمعادن الاصليه المكونه لهذه السبيكه وذلك ناتج من تقوية المعدن بطريقة المحلول الجامد.

كيف يكون المعدن اقوى؟

ان التشكل اللدن يحدث عندما يتحرك عدد كبير من مستويات الانزلاق على بعضها فيحدث اختلال في التركيب البللورى مما يؤدى إلى تشكل الماده وذلك يعنى ان التشكل يحدث عن طريق الانخلاعات التى تحدث في الماده. لذلك فاننا اذا اردنا تحسين الخواص الميكانيكية للمواد(مثل اجهاد الخضوع واجهاد الشد) فاننا نحتاج إلى اليات تقوم بمنع حركة هذه الانخلاعات وبالتالى اعاقة تشكل الماده والذى يؤدى لتحسين الخصائص الميكانيكيه لها وبالتالى تصبح الماده اقوى.

التشكيل على البارد:

ويعنى تحسين الخصائص الميكانيكيه للماده عن طريق تشكيلها على البارد بعمليات التشكيل المختلفه.والسبب الاساسى في حدوث هذا التحسن هو اعاقة حركة الانخلاعات.فعندما تتولد اجهادات داخل الماده يحدث تفاعل بين هذه الانخلاعات وبالتالى تقل المسافات المتوسطه بينها وتبدأ في اعاقة حركة بعضها البعض مما يؤدى زيادة اجهاد الخضوع وبالتالى تحسين الخصائص الميكانيكيه للماده. وهناك علاقه تربط بين كثافة هذه الانخلاعات واجهاد الخضوع:

$$\sigma=G.|b|.(\rho^{1/2})$$

حيث:-

G: معامل الجساءه

b: متجه بيرجر

ρ: كثافة الانخلاع

فبزيادة كثافة الانخلاعات يزداد اجهاد الخضوع مما ينتج عنه زيادة اجهاد القص المطلوب لتحريك هذه الانخلاعات. وذلك ملاحظ بكثره في عند تشغيل المعادن. ونظريا فان اجهاد الماده التى لا تحتوى على انخلاعات سيكون كبير للغايه لان التشكل سوف يتطلب كسر العديد من السندات في وقت واحد. وعند تعديل كثافة الانخلاعات لتصبح (١٠^٧-١٠^٩انخلاع/المتر المربع) فان الماده ستصبح اقل اجهادا. ولكن عندما تصبح كثافة الانخلاعات (١٠^١٤انخلاع/المتر المربع) او اعلى فان الاجهاد يزيد مره اخرى. ويجب ملاحظة ان كثافة الانخلاعات لا يمكن زيادتها إلى مالانهايه لان الماده عند ذلك ستفقد الهيكل البللورى لها. ويوجد امثله متعددة على استخدام التشكيل على البارد في زيادة صلابة المواد مثل عمليات البثق والتى تنتج مواد ذات صلابه عاليه وكذلك عمليات درفلة القلاوظ ينتج عنها منتجات ذات مقاومه عاليه لتركيز الاجهادات بالمقارنه بالمنتجات المنتجه بالتشغيل.وكذلك عمليات التشكيل الاخرى مثل الدرفله على البارد وسحب الاسلاك والسحب العميق ينتج عنها منتجات أفضل في خصائصها الميكانيكيه.

التقوية عن طريق المحلول الجامد:

وهو نوع من انواع التسابك يستخدم لتحسين الاجهاد للمعادن النقيه.ويتم عن طريق اضافه ذرات عنصر ما (عنصر التسابك) إلى الشبكه البللوريه لعنصر اخر (معدن الاساس). ويقوم العنصر الدخيل بالانتشار داخل الشبكه البللوريه لمعدن الاساس مكونا المحلول الجامد.في معظم النظم الثنائيه عند التسابك فوق تركيز

معين يتكون طور اخر. وعندما يزيد ذلك من الاجهاد الاقصى للماده فان هذه العمليه تسمى بالتقويه بالغمر. ولكن عادة لا تكون الحاله هكذا.

انواعه:

يتم التقسيم على حسب حجم العنصر المضاف إلى محلول جامد بالتغلغل ومحلول جامد بالاحلال وفى كلتا الحالتين فان الهيكل البللورى يبقى دون تغيير اساسى.

المحلول الجامد بالاحلال:

وتحدث التقويه عندما تكون ذره العنصر المضاف كبيره بشكل يكفى لاحلالها محل ذرة المعدن الاصلى (المذيب). وطبقا لقواعد (هيم ريزرى) فان الفرق في الحجم الذرى بين ذرات المذيب والمذاب يجب ان يكون اقل من 15٪ لتكوين هذا النوع. وحيث يتم دمج العنصرين في شبكه بللوريه واحده فان العنصرين في صورتهم النقيه يجب ان يكون لهم نفس التركيب البللورى. ومن امثلة ذلك سبيكة النحاس والزنك وكذلك سبيكة الذهب والفضه ذات التركيب البلورى (FCC) وكذلك سبيكة الموليبدنيم تانجستين ذات التركيب البللورى (BCC).

المحلول الجامد بالتغلغل:

يحدث عندما تكون ذرة المذاب مساوية لذرة المذيب او أكبر منها بقيمه صغيره.حيث يتم حشد الذرات في مواقع التغلغل والتى تتسبب في ضغط سندات الذرات المذابه مما يؤدى إلى التشكل. والعناصر الأكثر استخداما لعمل محلول جامد بالتغلغل هى الهيدروجين والليثيوم والصوديوم والنيتروجين والكربون وكذلك الاكسجين.

الاليه:

كما ذكرنا من قبل فان قوة الماده تعتمد على مدى سهولة حركة الانخلاعات داخل الهيكل البللورى وهذه الانخلاعات تولد مجالات اجهاد تعتمد عليها الماده في

خصائصها. عندما تنتشر ذرات المذاب تتولد مجالات اجهاد محليه تتفاعل مع مجالات الاجهاد الناتجه من الانخلاعات فتعوق حركة الانخلاعات وتسبب زياده في اجهاد الخضوع للماده والذى يعنى زياده في الاجهاد الاقصى للماده. ذلك نتيجه لكل من التشوه الشبكى وكذلك معامل التاثير.

عندما تختلف ذرات المذيب والمذاب في الحجم تتولد مجالات اجهاد موضعيه. ونتيجه للموقع النسبى للذرات المذابه فانها تقوم بجذب او طرد الانخلاعات في المنطقه المحيطه بها وذلك مايسمى بتاثير الحجم. وذلك يجعل الذرات المذابه تقوم بتخفيف اما انفعال الشد او انفعال الضغط في الشبكه وهذا بدوره يجعل الانخلاعات في حاله ذات طاقه قليله. في المحلول الجامد بالاحلال مجالات الاجهاد تكون متماثله كرويا بمعنى انها لايكون لديها مكونات لاجهاد القص. وعلى هذا النحو فان الذرات المذابه التى تقوم بالاحلال لا تتاثر بخصائص مجالات اجهاد القص للانخلاعات الصفيه. وعلى العكس في المحلول الجامد بالتغلغل فان الذرات المذابه تقوم بعمل تشوه رباعى الزوايا مولده اجهاد قص يمكنه التفاعل مع كل من الانخلاع الصفى والانخلاع الخطى وكذلك الانخلاع المختلط. ان جذب او طرد مراكز الانخلاعات إلى جزيئات المذاب تزيد الاجهاد الذى يلزم لنشر الانخلاعات في اى اتجاه اخر. وذلك يزيد الاجهاد الذى يتم تطبيقه لتحريك الانخلاعات مما يؤدى لزيادة اجهاد الخضوع.

وتعتمد كثافة طاقة الانخلاعات على متجه بيرجر لها وكذلك معامل موضع الذرات. وعندما يختلف معامل الذرات المذابه عن معامل العنصر المذيب تتغير الطاقه الموضعيه حول الانخلاع وتزيد كمية القوه اللازمه لتحريك الطاقه السابقه وذلك يسمى بمعامل التاثير. في هذه الاثناء في الحاله الخاصه للتشوه الشبكى الفرق في المتغيرات الشبكيه يؤدى إلى مجال اجهاد عالى حول ذرات المذاب والتى تعيق حركة الانخلاعات.

الاعتبارات الواجب اتخاذها لاختيار ذرات المذاب:

كي نحقق تقوية للماده بطريقة المحلول الجامد يجب التسابك مع ذرات المذاب التى لها معامل جساءه اعلى وبالتالى زيادة اجهاد القص الموضعى في الماده. وبالاضافه إلى ذلك يجب التسابك مع عناصر مختلفه في الثوابت الشبكيه المتزنه. وكلما زاد الفرق في المتغيرات الشبكيه تزداد مجالات الاجهاد الموضعيه الناتجه من التسابك.والتسابك مع عناصر ذات مغامل جساءه اعلى او ذات اختلاف شديد في المتغيرات الشبكيه سوف يزيد من الصلابه وكذلك ينتج مجالات اجهاد موضعيه. وفى كلتا الحالتين فان نشر الانخلاعات سيكون معاقا في في هذه المواقع، مانعا للتشكل وكذلك يزيد من اجهاد الخضوع ومتناسب مع تركيز المحلول.

وتعتمد طريقةالتقويه باستخدام المحلول الجامد على:

- تركيز الذرات المذابه
- معامل جساءة الذرات المذابه
- حجم الذرات المذابه
- تكافؤ الذرات المذابه (للمواد الايونيه)

التصلب بالغمر:

التصلب بالغمر ويسمى ايضا تصلب مع مرور الزمن. وهى تقنيه المعالجة الحراريه المستخدمة في زيادة قوة الخضوع في المواد اللينه. تشمل في ذلك معظم السبائك الهيكليه من الالومنيوم والماغنسيوم والنيكل والتيتانيوم والصلب المقاوم للصدأ. لأنه يعتمد على التغييرات في الذوبان الصلب مع الحرارة لإنتاج جسيمات دقيقه في مرحلة الشوائب. التى تعوق حركة الاضطرابات ,او عيوب في هيكل البللورة. حيث ان هذه الإنخلاعات غالبا ما تكون مسيطرة على حاملات اللدونة, وهذا يخدم تصلب المواد. والشوائب تلعب نفس الدور كا جسيم مواد خاضعه في جسيم مواد مركبه مقوى. تماماً مثل تشكيل الثلج في الهواء ينتج الغيوم أو ثلوج او

برد وهنا يتوقف على تاريخ الحراريه لجزء معين من الغلاف الجوى. وترسيب المواد الصلبة يمكن ان ينتج العديد من الاحجام المختلفه من الجسيمات. التى لها خصائص مختلفة جذرياً. خلافا للخلط العادى. ولذلك يجب أن تبقى السبائك عند درجة حرارة مرتفعة لعدة ساعات لسماح حدوث الترسيب. وهذا ما يسمى تأخير الوقت تصلد بمرور الزمن. لاحظ ان اتنين مختلفين من المعالجات الحرارية التى تشتمل على رواسب يمكن أن يغير من قوة المادة. حل المعالجة الحراريه وترسيب المعالجة الحراريه. حل التقويه الصلبة يشتمل على تشكيل مرحله واحدة صلبه عن طريق التبريد. إن المعالجة الحرارية بالغمر تشتمل على إضافة جزيئات الشوائب لزيادة قوة المادة.

طاقة حركية مقابل ديناميكا حرارية: هذا الإسلوب يستغل ظاهرة التشبع, ويشتمل على توازن دقيق من القوة الدافعة والتصلب , وتفعيل الطاقة الحرارية المتاحة للعمليات على حد سواء مرغوب فيه أو غير مرغوب فيه... إن التنوى يحدث عن درجة حرارة مرتفعة نسبيا(غالباً ما تكون اقل بقليل من الحد الأقصى للذوبان). وبذلك حاجز من سطح الطاقة الحركية يمكن بسهولة التغلب عليها والحد الأقصى لعدد جزيئات يمكن أن تشكل راسب... الاعتماد الأسِي ما بين درجة الحرارة والانتشار يعمل على تقوية الترسيب. كما الحال في كل المعالجات الحرارية. وهى عملية دقيقة إلى حد ما. وهى إما ان تكون تعمل على انتشار القليل جدا.ولهذا تكون الجزيئات صغيرة جدا لعرقلة الاختلالات على حد فعال. أو كثيرا جدا ولهذا سوف تكون الجزيئات كبيرة جدا ومتناثرة على التفاعل مع غالبية الاضطرابات.

تصميم السبيكة:

إن التقوية بالغمر ممكنة إذا كان خط ذوبان اللب ينحدر بقوة نحو المركز في الرسم التخطيطى. في حين أن كميه كبيرة من الجزيئات المترسبة غير مرغوب فيها , ولذلك يجب اضافة كمية صغيرة بما يكفى للعنصر المسبوك التى لا تزال

قابلة للذوبان بسهولة في بعض درجات الحرارة المناسبة للصلب. إن العناصر المستخدمة في التقوية بالغمر نموذجيا هما الالومنيوم وسبائك التيتانيوم الذين يشكلان حوالى 10% من تكوينها. في حين أن السبائك الثنائية أكثر سهولة بوصفها ممارسة اكاديميه, والسبائك التجارية غالبا ما تستخدم ثلاث عناصر في عملية التقوية بالغمر، مثل المكونات الومنيوم (ماغنسيوم، نحاس)، وتيتانيوم (ألومنيوم، فانديوم). ولكن ربما عدد كبير من المكونات الاخرى تكون غير مقصودة, ولكن حميدة, أو قد تضاف لاغراض اخرى مثل تكرير الحبوب أو مقاومة للتآكل. وهذا في بعض الحالات مثل العديد من سبائك الالومنيوم , التى حققت زيادة في القوة على حساب المقاومة للتآكل. إن إضافة كمية كبيرة من النيكل والكروم الازمة لمقاومة التآكل في الصلب المقاوم للصدأ يعنى أن التصلب التقليدى والتقسية اساليب ليست فعالة.ومع ذلك إن رواسب الكروم والنحاس وعناصر اخرى يمكن أن تعمل على تقوية الصلب بواسطة كميات مماثلة بالمقارنة مع التصلب والتقسية.ولهذا يمكن تصميم القوة على طريق ضبط عملية الصلب, مع انخفاض درجة الحرارة الاولية يؤدى إلى ارتفاع القوة. ولذلك فان خفض درجة الحرارة الاولية يؤدى إلى زيدة القوة الدافعة للتنوى.وزيادة القوة الدافعة يعنى المزيد من مواقع التنوى , والمزيد من المواقع، يعنى المزيد من الاماكن المخصصة للإنخلاعات إلى أن تتعطل في حين أن الجزء النهائى قيد الاستخدام. إن نظم العديد من السبائك تسمح ان يتم ضبط درجة الحرارة للتصلد مع مرور الزمن.على سبيل المثال , يتم الاحتفاظ ببعض سبائك الالومنيوم التى استخدمت لصنع المسامير لبناء الطائرات في الثلج الجاف من المعالجة الحرارية الاولية حتى يتم تثبيتها في هيكل.بعد ان يُشَكل على النوع من المسامير في الشكل النهائى , يحدث التصلد مع مرور الزمن في درجة حرارة الغرفة ويعمل على زيادة القوة. وارتفاع درجات الحرارة في التصليد يمثل خطر زيادة التقسية على اجزاء اخرى من الهيكل , وتتطلب تكلفة المعالجة الحرارية ما بعد التجميع.وارتفاع درجة حرارة التصليد يعزز الترسيب لكن تنمو بسرعه ايضا.

نظرية:

ان الانواع الرئيسية للتصلب بالغمر هى جسيمات المرحلة الثانية. هذه الجسيمات تعوق حركة الانخلاعات في جميع انحاء الهيكل البللورى. يمكنك تحديد ما اذا كان جسيمات المرحلة الثانية سوف تترسب من الخط المائل في مرحلة الرسم التخطيطي للجسيمات.مادياً , يمكن أن يعزى هذا التأثير إلى تقوية كل من حجم وتأثير المعامل , وبينية وطاقة السطح. إن وجود جزيئات المرحله الثانية غالبا ما يؤدى إلى وجود تشوهات في الهيكل البللورى.وهذه التشوهات في الهيكل البللورى تنتج عندمما تكون الجزيئات المترسبة تختلف في الهيكل وحجم البللورات من الذرات المضيفة. إن الجسيمات الصغيرة التي تترسب في الهيكل البلورى للذرات المضيفة تؤدى إلى اجهاد الشد, في حين أن الجسيمات الكبيرة التى تترسب تؤدى إلى اجهاد الضغط. إن عيوب الانخلاعات تعمل على خلق مجال للاجهاد. فوق هذه الانخلاعات يوجد إجهاد ضغط وأسفله يوجد اجهاد شد. وبناءاً على ذلك , هناك طاقة تفاعل سلبى بين الانخلاعات والترسيب لكليهما على التوالى بسبب الضغط واجهاد الشد والعكس بالعكس. وبعبارة أخرى، سيتم جذب الانخلاعات إلى الراسب. وبإضافة إلى ذلك, هناك طاقة التفاعل الايجابى بين الاضطرابات والترسيب وهى التى لديها نفس النوع من مجال الاجهاد. وهذا يعنى أن الاضطرابات سيتم رفضها بواسطة الراسب. إن جسيمات الراسب تعمل ايضا على تغيير صلابة المادة. والانخلاعات يتم رفضها بواسطة المناطق الاعلى صلابة. ومع هذا في المقابل إذا كان الراسب يتسبب في ان تكون المادة متوافقة أكثر محليا، فإنه سيتم جذب الانخلاعات إلى هذه المنطقة. ايضاً قد يؤدى الانخلاع إلى قطع في الجسيم المترسب.وهذا التفاعل يسبب زيادة في مساحة سطح الجسيم. وهذه تأتي من $A=2\pi rb$ حيث r هى نصف القطر للجسيمات، b هو مقدار متجه بيرجر، والزيادة الناتجة هى طاقة السطح $E=2\pi rb\gamma s$ حيث γs هى طاقة السطح. ويمكن أيضا للانخلاع أن ينحنى حول الجسيم الراسب.

المعادلات:

هناك نوعان من المعادلات اللذان يستخدمان لوصف الآليتين للتصلب بالغمر.

الإنخلاعات تمر عبر الجسيمات:

$$\tau = \pi . r . \gamma / bL$$

حيث أن T هى قوة المادة. rنصف قطر جسيم المرحلة الثانية. γ طاقة السطح. b مقدار متجه بيرجر. L التباعد بين النقاط المعلقة. وهذه المعادلة توضح أن القوة تتناسب مع r قطر الجسيمات المترسبة. وهذا يعنى أنه من الأسهل للإضطرابات أن تقطع المادة مع جسيمات مرحلة ثانية اضغر (r اصغر). ويزداد حجم الجسيمات في المرحلة الثانية، إن الجسيمات تعوق حركة الانخلاعات ويصبح من الصعب على نحو متزايد للجسيمات أن تقطع المادة. وبعبارة اخرى، إن قوة المادة تزداد مع زيادة القطرr.

انحناء الانخلاعات حول الجزيئات:

$$\tau = G . b / L - 2r$$

التقويه عن طريق حدود الحبيبات:

التعريف:

هي عبارة عن روابط بين سطح البللورات والتي تربط الذرات عندما يحدث تشكيل بللوري للسبائك وتتحول إلى اشكال جديدة (كما يحدث اثناء التبريد)وتظهر على حدود الشكل البللوري وهو الموقع المفضل لها ويحدث تدهورات مثل تكسير وتقصف في الشكل البللوري الجديد ويحدث تقريبا عند حدود الحبيبات. الرابطة تشير إلى المساحة الخارجية من الحبيبات والتي تفصل هذه الحبيبة عن باقي الحبيبات الموجودة في الشكل البللوري. الرابطة عبارة عن منطقة غير متطابقة بين هذه الحبيبات وتكون دائما عبارة عن واحدة من ثلاث ذرات ذات اقطار واسعة وتفصل الاشكال المختلفة البللورية عن بعضها وذلك في حالة ان تكون هياكل الكريستال متطابقة. حجم هذه الحبيبات يحدد خصائص المعدن وعلى سبيل المثال:

حجم الحبة عندما يكون صغيرا يزيد قوة الشد ويؤدي إلى زيادة الممطولية اما حجم الحبة عندما يكون كبيرا يكون مفضلا لأنها تزيد وترفع خصائص مثل الزحف ودرجة الحرارة. والزحف عبارة عن التشكل المسموح به والذي يزداد مع الوقت عندما يتعرض لحمل ثابت او اجهاد والزحف يصبح تدريجيا أسهل مع زيادة درجة الحرارة. من النادر استخدام هذه الروابط بين الحبيبات والتي تحتوي على ذرات وهذه الحبيبات تزعج هذه الذرات في مواقعها الشبكية ويحدث الانزلاقات وتوجد الشوائب التي تذهب إلى الرابطة الاقل طاقة في هذا الشكل البلوري. تتم معالجة هذه الرابطة معالجة هندسية حيث تستخدم كواجهة لقطع اي شكل بللوري وتقسيمه إلى جزئين جزء منهم يتم تدويرة. نحن نرى انه يوجد خمسة متغيرات مطلوبة وذلك لتحديد الحبيبة الرابطة، أول وتاني متغيرين ياتيان من متجة الوحدة وهو الذي يحدد محور الدوران، وثالث متغير هو الذي يحدد زاوية دوران هذه الحبيبة الرابطة، وآخر متغيرين يحددان مستوى هذه الحبيبه الرابطة ومتجة الوحدة واتجاهه عمودي على هذا المستوى. الحبيبات الرابطة تعطل حركة النزوح خلال المادة ويتم عرقلة النزوح او عرقلة التفكك عن طريق الاجهاد الناشئ من الحبيبات الرابطة في المنطقة المؤثر عليها الاجهاد وايضا لنقص انزلاق المستويات والاتجاهات والتي تحاذي هذه الحبيبات الرابطة. تقليل حجم الحبيبة هي الطريقة الشائعة لتحسين القوة وذلك غالبا بدون خسارة في المتانة وذلك بسبب الحبيبات الصغيرة والتي تخلق عوائق لكل وحدة مساحة لمستوى الانزلاق.

علاقة بين حجم الشكل البللوري وقوته. (equation Hall Petch):

الطاقة البينية العالية والرابطة الضعيفة نسبيا في الحبيبة الرابطة تجعلها أفضل مواقع لبداية التآكل وترسيب لانواع جديدة من الصلب. نزوح الحبيبة الرابطة يلعب دور مهم في العديد من آليات الزحف وهذا النزوح يحدث عندما يؤثر اجهاد القص على الحبيبة الرابطة او على مستواها ويسبب في انزلاق الحبيبات وهذا يعني ان المواد الجيدة بالطبع لديها مقاومة فقيرة للزحف وخاصة عند درجات

الحرارة العالية وذلك لان الحبيبات الصغيرة تحتوي زيادة عدد الذرات في مواقع هذه الحبيبات الرابطة.

نزوح الحبيبة الرابطة:

معدل تصميم هذه الخطوة يعتمد على الزاوية بين حبيبتين قريبتين من بعضهما.

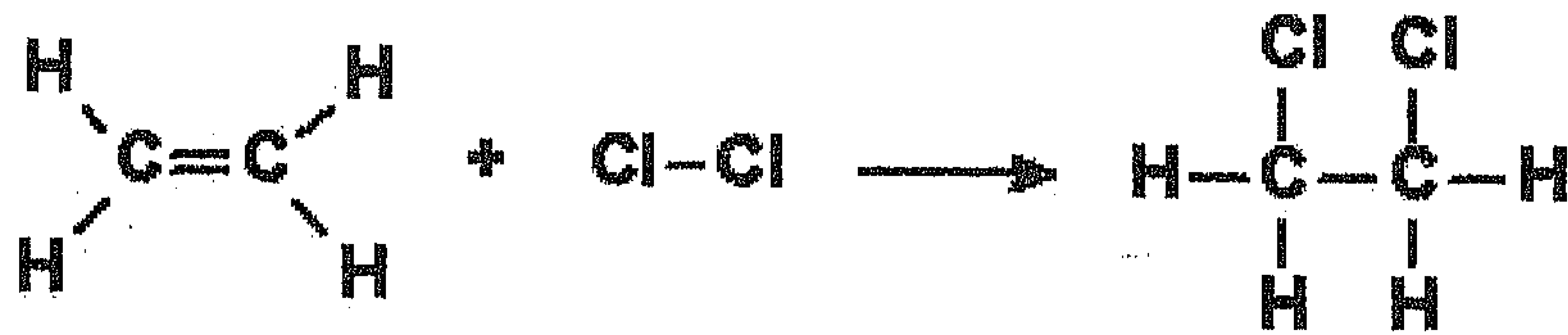
- عندما تكون الزاوية صغيرة بين الحبيبتين الرابطتين، معدل النزوح يعتمد على انتشار الفراغ بين الذرات او الحبيبات.
- عندما تكون الزاوية كبيرة بين الحبيبتين الرابطتين،معدل النزوح يعتمد على الذرة التي تنتقل بواسطة ذرة اخرى والتي تقفز من الانكماشالى الحبيبات النامية.

الروابط بين الحبيبات سعتها تكون مانومترات قليلة،وفي المواد الشائعة الاشكال البللورية تكون كبيرة إلى حد ما مما يمكن الروابط بين الحبيبات ان تنشأ وذلك عندما يحدث كسر صغير في المادة،ومع ذلك احجام الحبيبات الصغيرة جدا تكون جيدة وتحقق الانجاز. في حدود الاشكال البللورية الصغيرة،حجم الكسر في الروابط بين الحبيبات يصل إلى 100% والمادة تتوقف عن الحصول على اي شخصية بللورية وبعد ذلك تصبح مادة غير متبللورة. الروابط بين الحبيبات ايضا تمثل ميدان جذاب للمواد الجاذبة ومثال على ذلك: القرص الصلب في الكمبيوتر يتم صنعه من مادة صلبة مغناطيسية والذي يحتوي مناطق من الذرات والعزوم المغناطيسية والتي يتم اعادة ترتيبها عن طريق الحث الرئيسي فالمغناطيسية تختلف من منطقة لاخرى. الاختلال بين هذه المناطق من الروابط هي عبارة عن المفتاح لتخزين المعلومات، والحث الرئيسي يقيس توجيه العزوم المغناطيسية في هذه المناطق وكما انها يتم قرائتها اما 0 او 1 وهذه المعلومات الصغيرة هي عبارة عن المعلومات التي من الممكن قرائتها. حجم الحبيبة مهم في التكنولوجيا وذلك لانها تحدد عدد المعلومات التي من الممكن ان يحتويها هذا القرص الصلب وكلما كانت حجم الحبيبات صغير كلما زادت كمية المعلومات المخزنة. خطورة الروابط بين

الجزيئات: معظم القفزات التكنولوجية والتقدم التكنولوجي تم على قدر الامكان المسموح به لتقليل خطورة الروابط بين الحبيبات والتي تؤثرفي المواد مثل السبائك العالية في ريشة التربينة. النتيجة كانت عملية التجميد الاتجاهية والتي فيها الروابط بين الحبيبات هي العامل الرئيسي في هذه العملية عن طريق انتاج اشكال عمودية للحبيبات والتي تكون موازية لحدود الشكل البللوري لمادة الريشة،والاتجاه الافقي لاجهاد الشد هو الذي يظهر في الريشة اثناء حركتها في الطائرة والريش الموجودة في التربينة تتكون من حبيبة واحدة والتي تحسن الموثوقية ويمكن الاعتماد عليها.

- عموما، الاشكال البللورية لا تسخن بدرجة عالية لانها سوف تذوب في الحال وذلك عندما يتم احضارها إلى درجة حرارة عالية وهذا يحدث عندما تكون الحبيبات بين الروابط غير متبلورة ويتم حفظها كانها نقاط مركزة في شكل السائل وعلى النقيض اذا لم يوجد صلب مركز حاضر كالسائل الذي يتم تبريده بدرجة عالية وهذا غير مرغوب به في المواد الميكانيكية لذلك مصممي السبائك غالبا يأخذوا حذرهم ضد ذلك.

تفاعل بالإضافة:



Addition of chlorine to ethylene

في الكيمياء تفاعلات الإضافة, هي أبسط التفاعلات العضوية حيث يتحد جزيئان أو أكثر لتكوين جزيء أكبر.

وهناك نوعان من الإضافة القطبية:

- إضافة محبة للإلكترونات.
- إضافة محبة للنواة

كما يوجد نوعان لتفاعلات الإضافة الغير قطبية:

- إضافة جذر حر.
- تفاعل تنظيم

تفاعلات الإضافة تنحصر على المركبات الكيميائية التي بها ذرات بروابط متعددة:

- الجزيئات التي بها روابط كربون-كربون ثنائية أو ثلاثية.
- الجزيئات التي بها روابط كربون-ذرة متغايرة ثنائية مثل C=O أو C=N.

تفاعلات الإضافة عكس تفاعلات الاستبعاد. ولوهلة, فإن تفاعل الإماهة للألكين, وتفاعلات نزع المياه من الكحول تعتبر زوج إضافة-استبعاد.

تفاعل حذف:

تفاعلات الحذف هي نوع من التفاعلات العضوية يحدث فيها إزالة لجزيئتين من الجزيء الأصلي في خطوة أو خطوتين. فيحدث زيادة في عدم إشباعية الجزيء (كما في معظم تفاعلات الحذف العضوية)، أو يقل عدد التكافؤ للذرة بمقدار اثنين.

وتسمى هذه العملية بالحذف الاختزالي. هناك نوع مهم من تفاعلات الحذف تحتوي على هاليد الألكيل أو الألكانات بشكل عام مع مجموعات سهلة المغادرة تتفاعل مع قاعدة لويس لتكون ألكين (بعكس تفاعل الإضافة) عندما يكون البديل غير متماثل انتقائية المنطقة تحدد حسب قاعدة زايتسيف. تسمى ميكانيكية الخطوة الواحدة والثنائية تسمى وتعرف بتفاعلات E2 reaction، E1 reactionعلى الترتيب.

الآلية E1:

- الخطوة الأولى:



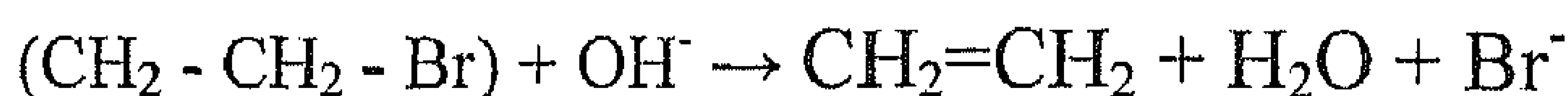
$$(CH_3)_3C\text{-}Br \rightarrow (CH_3)_3C^+ + Br^-$$

• الخطوة الثانية:



$$(CH_3)_3C^+ \rightarrow (CH_3)_2C{=}CH_2 + H^+$$

الآلية E2:



$$(CH_2 - CH_2 - Br) + OH^- \rightarrow CH_2{=}CH_2 + H_2O + Br^-$$

نزع بروتون:

نزع البروتون هو مصطلح كيميائي (بالإنجليزية:Deprotonation) ويعنى نزع بروتون (أيون هيدروجين H^+) من جزيء, وتكوين القاعدة المترافقة. والقدرة النسبية لجزيء لأن يتخلى عن بروتون تقاس بقيمة ثابت الانحلال pKa. وتعنى pKa منخفضة أن المركب حمضي وسوف يتخلى عن البروتون بسهولة للقاعدة. ويمكن تعيين ثابت انحلال pKa لمركب بعدة طرق، ولكن أكثرها فاعلية هو قدرة القاعدة المترافقة على تثبيت شحنة سالبة خلال الرنين. ومثلا، في الكيمياء العضوية يحدث أن حمض كربوكسيلي R-COOH يتحول بسهولة إلى كحول R-OH عن طريق نزع أيون هيدروجين.

يجري نزع بروتون من حمض الخليك كالآتي (من اليسار إلى اليمين) حيث يتكون جزيئ هيدرونيوم H_3O^+.



استخدام قاعدة لنزع أيون الهيدروجين يعتمد على ثابت انحلال pK_a المركب. في حالة مركب ضعيف الحموضة فهو لا يعطي أيون هيدروجين بسهولة، عندئذ نحتاج لإضافة هيدروكسيد.

تعتبر الهيدريدات Hydride من الجزيئات التي تنزع البروتونات بقوة. ومن ضمن الهيدريدات الشائعة الاستخدام هيدريد الصوديوم وهيدريد البوتاسيوم.

ويكوّن الهيدريد غاز الهيدروجين وذلك بانتزاع بروتون من جزيئ آخر. ولكن إنتاج الهيدروجين يشكل خطرا بسبب كونه سريع الاشتعال في الهواء، ويجب عند استخدام مواد تنزع البرتون أن يتم ذلك في وجود غاز خامل أو غاز واقي، مثل النيتروجين.

الاصطناع الكيميائي:

الاصطناع الكيميائي أو التخليق الكيميائي Chemical synthesis مصطلح يطلق على عملية تصنيع مادة كيميائية ما اعتبارا من مركبات كيميائية أولية غاية في البساطة، تتضمن العملية استخدام إجراءات فيزيائية وكيميائية وتتخللها طبعا تفاعلات كيميائية للحصول على المنتج المراد تصنيعه. ويشترط في طريقة التصنيع أن تكون عملية وقابلة للإعادة reproducible أي يمكن اجراءها في عدة مختبرات. ويفضل أيضا أن تحقق مردودا عاليا yield. ويتم الاصطناع عن طريق إضافة مادة أو أكثر إلى بعضها البعض حتى يحصل التفاعل الكيماوي بينها ونحصل على مادة جديدة.

اصطناع لامتناظر:

التصنيع الكايرالي, والذي يسمى أيضا التصنيع غير المتماثل أو التصنيع باختيار المقابل الضوئي هو تصنيع عضوي والذي ينتج مركب له تماثل ضوئي محدد.

وتنتج الكائنات الحية جزيئات كايرالية تستخدم لعمليات الفصل الكايرالية, ولكن يستخدم نصفها لفصل المخاليط الراسمية. ونظرا لارتفاع تكلفة علميات الفصل الراسمية فإنه يفضل إنتاج المركبات الكارالية الصحيحة من المرة الأولى.

وعلى هذا فإن الاقتراب الصحيح يعنى إيجاد مادة كايرال صحيحة مثل حمض أمينى. غير أن هذا يقيد المركبات المتاحة لعدد معين كما يتطلب وجود كمية معينة من المادة التي سنبدأ بها, وقد يكون هذا غير متاح ومكلف. وبذلك يكون أفضل الحلول هو اختيار حفاز كايرال.

يجب أن يتم تقديم الكايراليتي للمادة اولا. ثم يجب بعد لك التعامل معها. ويجب الاحتراس عند بدء عمليات التصنيع, فيمكن أن تزال الكايرالية بتغيير كيميائي يجعل المادة متباينة الخواص. وتسمى هذه العملية بالصنوية. فمثلا تفاعل استبدال $1S_N$ يحول الجزئ الكايرال من جزئ غير مستوى إلى جزئ مستوي لا ياعنى أية إعاقة فراغية. وفى تفاعل استبدال $2S_N$ تنعكس الكايرالية, بمعنى أنه عند البدء بمخلوط يميني, فإنه يتم الحصول على مخلوط يساري في النهاية.

والشئ المشترك بين طرق التصنيع الكايرالي هو الحث المتعاكس. وأحد هذه الطرق هو استخدام كايرال ليجند. حيث تقوم معقدات الليجند بحجب أماكن الهجوم, تاركة الأماكن المراد عمل التفاعل عندها فقط متاحة. أمثلة:

- أحد أهم المواد التي تستخدم ككايرال BINAP, وهو فوسفين كايرال, يستخدم لربط مركبات الروثينيوم أو الروديوم. وتقوم هذه المعقدات بحفز الهيدرة الألكينية ذات المجموعة الفعالة على ناحية واحدة فقط من الجزيء. أحد أقسام جائزة نوبل في الكيمياء لعام 2001 تم إعطائها للعالم ريوجي نويوري لهذا الاكتشاف, والذي ساهم في إنتاج المنثول باستخدام معقد BINAP-روديوم بصورة تجارية.
- الجزء الأخر من جائزة نوبل تو توجيهه إلى هيدرة بيس غير حادة
- النابروكسين يتم تصنيعه بليجند فوسفين كايرال في تفاعل الهيدرة السيانية.

وتتضمن الطرق الأخرى للتصنيع الكايرالي استخدام كايرال مساعد, تصنيع كايرال حوضي, الحفز الحيوي.

تخليق اصطناعي للمورثات:

التخليق الاصطناعي للجينات (بالإنجليزية: Artificial gene synthesis) هي عملية تخليق أو توليف الجينات في المعمل وذلك دون الحاجة لقوالب أولية من عينات الحامض النووي. والطريقة الرئيسية تتمثل حالياً في التخليق أو التوليف

للأليغنوكليوتيد أو النيوكليوتيدات الدقيقة (تستخدم أيضاً للتطبيقات الأخرى) من متتابعات أو متواليات جينية رقمية والتلدين أو التخمير اللاحق للأجزاء أو القطع الجينية الناتجة عن ذلك.

وعلى النقيض، فإن التضاعف الطبيعي أو النسخ المتماثل للحامض النووي يتطلب وجود قوالب للحامض النووي من أجل توليف حمض نووي جديد. وقد تم توضيح تخليق أو توليف أول جين كامل وهو "tRNA" للخميرة بواسطة هارغوبند خورانا ومساعديه في عام 1972. وقد تم أداء توليف لأول جينات تشفيرية للببتيدات والبروتينات في مختبرات هيربرت بوير وألكساندرماركهام على التوالي. تتوافر حالياً خدمات توليف الجينات التجارية من شركات عديدة في جميع أنحاء العالم، حيث بنى البعض منها نموذج أعماله التجارية حول هذه المهمة. غالباً ما يقوم النهج الحالي للتوليف الجيني على أساس الجمع بين الكيمياء العضوية والتقنيات البيولوجية الجزيئية ويمكن تخليق الجينات الكاملة دون الحاجة إلى قالب الحمض النووي المقدم. ولقد أصبح التوليف الجيني أداة هامة في العديد من المجالات لتقنية الحمض النووي المؤتلف بما في ذلك التعبير الجيني المغاير وتطوير اللقاحات والعلاج الجيني والهندسة الجزيئية. ويعتبر توليف تتابعات الحمض النووي في الكثير من الأحيان أكثر اقتصاداً من إجراءات الاستنساخ وتوليد الطفرات الكلاسيكية. حيث ينمو سوق التوليف الجيني بثبات على مدى السنوات الماضية ويُقدّر الخبراء حجمه بحوالي (40 مليون دولار أمريكي) بنهاية عام 2007.

التحسين الجيني:

بالرغم من أن القدرة على تصنيع الامتدادات الطويلة من الحمض النووي أكثر كفاءة وأقل سعراً إلا أنها تعتبر القائد التقني في هذا المجال، كلما زاد الاهتمام المركز على تحسين تصميم الجينات لأغراض محددة. وفي بداية عهد تسلسل الجينوم، تم استخدام التوليف الجيني كمصدر (غالي أو مكلف) للحمض النووي

منقوص الأكسجين "DNA" والتي قد تم التنبؤ بها أو توقعها بواسطة المعلومات الكلية أو الجزئية للحمض النووي المتمم ولكن كان من الصعب استنساخه. وكلما أصبح من المتاح تحقيق استنساخ للحمض النووي من مصادر جودة أعلى فإن بالتالي تصبح هذه الممارسة أقل إلحاحاً. إنتاج كميات كبيرة من البروتين من التتابعات الجينية (أو على الأقل مناطق ترميز البروتين على الجينات، إطار القراءة المفتوح) الموجودة في الطبيعه يمكن في بعض الأحيان تكون عملية صعبة وتمثل مشكلة بما يكفي لكي تكرس لها المؤتمرات العلمية. العديد من البروتينات الأكثر إثارة للاهتمام والتي تم السعي إليها من قبل علماء البيولوجيا الجزيئية تخضع عادة للتنظيم حيث يتم التعبير عنها بكميات منخفضة جدا في خلايا الأنواع البرية. ويعتبر إعادة تصميم تلك الجينات يساعد في عرض وسائل لتحسين التعبير الجيني في الكثير من الحالات. إعادة كتابة إطار القراءة المفتوح يعتبر ممكنا بسبب تدهور الشفرة الجينية. وهكذا يصبح من الممكن تغيير ما يصل إلى ثلث النيوكليوتيدات في إطار القراءة المفتوح ويبقى منتجا للبروتين نفسه. والعدد المتاح من التصاميم البديلة لبروتين معين قد يكون عدد فلكي. فمثلا لتتابع أو تسلسل بروتيني نموذجي مكون من (300) حمض أميني, فإن هناك ما يزيد عن (10150) إتحادات أو تركيبات كودونية والتي سوف ترمز إلى بروتين متطابق. استخدام الأساليب المثلى للتحسين الجيني مثل إحلال الكودونات المستخدمة نادرا بكودونات أخرى أكثر شيوعا في بعض الأحيان يكون له تأثيرات مأساوية. وهناك تحسينات إضافية مثل إزالة التركيبات الثانوية لل"RNA" يمكن أيضا أن يتم اشتمالها. على الأقل في حالة بكتريا القولون "إيشيرشياكولاي"، تم تكبير التعبير البروتيني عن طريق الاستخدام السائد للكودونات المناظرة للحمض النووي "tRNA" وهذا من شأنه أن يحافظ ويبقى استمرار الشحن بالأحماض الأمينية أثناء المجاعه. ويتم كتابة برامج الحاسوب لأداء هذه, ويتم استخدام تحسينات متزامنه أخرى من أجل معالجة والتعامل مع التعقيد الشديد لهذه المهمة. ويمكن للجينات المحسنة جيدا أن تحسن من

التعبير البروتيني من (2 إلى 10) أضعاف وفي بعض الحالات يتم تسجيل تحسينات تبلغ أكثر من (100) ضعف. نظرا للأعداد الكبيرة من التغيرات النيوكليوتيدية الطارئة على تتابع الحمض النووي الأصلي, فإن السبيل العملي الوحيد لخلق جينات مصممة حديثا هو استخدام التوليف الجيني.

الأساليب والطرق القياسية في توليف الأوليغنوكليوتيدات:

الأوليغنوكليوتيدات يتم تصنيعها وتوليفها كيميائيا باستخدام نيوكليوتيدات تسمى فوسفوراميدايتس وهي عبارة عن نيوكليوتيدات عادية لديها مجموعات حماية: والتي من شأنها أن تمنع كلا من الأمينات ومجموعات الهيدروكسيل ومجموعات الفوسفات من أن تتفاعل بشكل غير صحيح. ويتم إضافة فوسفوراميدايت واحد في كل مرة, وبعد ذلك يتم نزع الحماية من الناتج "5-فوسفات" حيث يتم إضافة قاعدة جديدة وهكذا (إلى الوراء) وفي النهاية, يتم إزالة كافة مجموعات الحماية. ومع ذلك, أي بكونها عملية كيميائية, تحدث تفاعلات عديدة غير صحيحة مما يؤدي إلى تكون بعض النواتج المعيبة. وكلما طالت التتابعات الأوليغنوكليوتيدية التي يتم تخليقها, كلما ذادت العيوب فيها ولهذا فإن هذه العملية تعتبر مفيدة فقط لإنتاج تتابعات قصيرة من النيوكليوتيدات. ويتمثل الحد العملي الحالي في ما يقرب من (200) زوج من القواعد من الأوليغنوكليوتيدية ذات الكفاءة والجودة الكافية لكي تستخدم مباشرة في التطبيق الحيوي. ويمكن استخدام الكروماتوغرافيا السائلة عالية الآداء من أجل فصل المنتجات ذات التتابع المناسب والصحيح. وفي الوقت نفسه يمكن تخليق عدد كبير من الأليغونات بالتوازي مع الرقائق الجينية أو الوراثية. وللحصول على الآداء الأمثل لإجراءات التوليف الجيني المتلاحق، ينبغي أن يتم إعدادها كلا على حدة وبمقاييس أو معايير أكبر.

إتصال الأليغنوكليوتيدات القائم أو المستند على التلدين أو التخمير:

عادة، هناك مجموعه من الأوليغنوكليوتيدات المصممة بشكل فردي يتم صناعتها على مولفات آلية ذات وسط صلب منقى ومتصل بواسطة عملية ربط

قياسية أو تصلبات محددة أو تفاعلات بلمرة. ولتحسين تخصصية التخمر أو التصلب الأوليغنوكليوتيدي, تعتمد خطوة التخليق على مجموعه من إنزيمات البلمرة والربط للحمض النووي الثابته حراريا. وحتى الآن, قد تم وصف عدة أساليب للتوليف الجيني مثل ربط الأوليغنوكليوتيدات المفسفرة المتداخلة , وطريقة فوك الأولى والشكل المتحور من التفاعل التسلسلي الرابط للتخليق الجيني. بالإضافة إلى ذلك, تم وصف مناهج مجمعة لتفاعل البوليميريز المتسلسل. حيث عادة ما تستخدم الأوليغنوكليوتيدات ذات الطول (40 إلى 50) والتي تتداخل مع بعضها البعض. ويتم تصميم مثل تلك الأوليغنوكليوتيدات لتغطية معظم التتابعات على كلا الشريطين ويتم توليد الجزئ كامل الطول بالتتابع بامتداد التداخل "PCR(oE")" أو بالتوازن في الديناميكا الحرارية بين الداخل والخارج PCR(TBio) أو مفاهيم متحدة.

وأكثر الجينات المخلقة شيوعا تتراوح في الحجم ما بين (600 إلى 1200) زوج من القواعد في حين أن الجينات الأكثر طولا قد تم تصنيعها عن طريق ربط أو وصل الجزيئات الجينية المجمعة مسبقا ذات الحجم الأقل من (1000) زوج من القواعد. وفي مثل هذا المدى الحجمي, يعتبر من الضروري اختبار استنساخات مرشحة عديدة تؤكد تتابع الجين الاصطناعي أو المخلق المستنسخ بطرق التتابع الآلية.

القيود أو المعوقات:

علاوة على ذلك, لأن تجميع الناتج الجيني المكتمل الطول يعتمد على المحاذاة الفعالة والمحددة لشريط واحد طويل من الأوليغنوكليوتيدات, فإن هناك بارامترات أو وحدات قياسية حساسة وحاسمة لنجاح عملية التوليف تتمثل في أن مناطق التتابعات الممتدة تضم تراكيب ثانوية الناتجة عن التكرارات المعكوسة أو المحتوى المرتفع أو المنخفض الخارق للعادة من الجوانين والسيتوزين أو التركيبات المتكررة. وعادة, هذه القطع من الجين المعين يمكن فقط أن يتم تصنيعا عن طريق تقسيم الخطوات إلى عدة خطوات متتالية والتجميع النهائي لتتابعات أكثر قصرا مما

يؤدي بدوره إلى زيادة كبيرة في الوقت والعمل أي الجهد اللازم لإنتاج هذا الجين. وتعتمد نتيجة تجربة التوليف الجيني بشدة على نوعية الأوليغنوكليوتيدات المستخدمة. ولمثل تلك البروتوكولات الخاصة بالتوليف الجيني المبني على التخمير أو التصلب, فإن كفاءة المنتج تعتمد بشكل مباشر ومضاعف على صحة الأوليغنوكليوتيدات المستخدمة. فبدلا من ذلك, بعد إجراء التوليف الجيني باستخدام أوليغونات أقل في الجودة, فإنه يجب بذل المزيد من الجهود لضمان الجودة أثناء التحليل الاستنساخي والذي يتم عادة بواسطة الاستنساخ القياسي المستهلك للوقت وبالإجراءات المتسلسلة. وهناك مشكلة أخرى مرتبطة بكل الطرق والأساليب الحالية للتوليف الجيني وهي التردد العالي من الأخطاء المتتابعة وذلك بسبب استخدام أوليغنوكليوتيدات مصنعه كيميائيا. حيث يزداد تواتر الخطأ في الأوليغوكليوتيدات الأطول وبالتالي يقل بشكل هائل نسبة النواتج الصحيحة بزيادة استخدام المزيد من الأوليغنوكليوتيدات. يمكن حل مشكلة الطفرات باستخدام عدد أقل أو سلسلة أقصر من الأوليغنوكليوتيدات من أجل تجميع الجين. وعلى الرغم من ذلك, كل طرق التجميع المبنية أو المعتمدة على التخمير أو التصلب تتطلب خلط البادئات الجينية مع بعضها البعض في أنبوبة واحدة. وفي هذه الحالة, فإن التداخلات الأقصر لا تسمح دائما بالتخمير أو التصلب الدقيق والمحدد للبادئات التكميلية مما يؤدي إلى إعاقة تكوين المنتج الكامل الطول. ويعتبر التصميم اليدوي للأوليغنوكليوتيدات إجراء شاق كما أنه لا يضمن التوليف أو التخليق الناجح للجين المرغوب فيه. وللحصول على الأداء الأمثل لكل الطرق المعتمدة على التصلب أو التخمير تقريبا، يفترض أن تكون درجات حرارة الذوبان للمناطق المتداخلة مماثلة لكل الأوليغنوكليوتيدات. ويجب تنفيذ أمثلية التمهيد الضرورية باستخدام برامج تصميم متخصصة للأوليغنوكليوتيدات. وقد تم تقديم وعرض عدة حلول لتصميم الدليل التمهيدي الآلي للتوليف الجيني حتى الآن.

إجراءات تصحيح الخطأ:

للتغلب على المشاكل المرتبطة بنوعية وجودة الأوليغنوكليوتيدات, تم وضع وتطوير عدة إستراتيجيات فعالة لتوظف إما الأوليغنوكليوتيدات المحضرة كلا على حدة، أو إنزيمات الترابط الغير متوافقة لعائلة متس، أو إنزيمات الإندونيكليز المحددة من البكتريا أو العاثيات الفيروسية. ومع ذلك, فإن جميع هذه الإستراتيجيات تزيد من وقت وتكاليف التوليف الجيني المعتمد على تخمير وتصلب الأوليغنوكليوتيدات المصنعه كيميائيا. وزيادة على ذلك, يتم ترتيب الجينات في مجموعات بما في ذلك الجينات الوظيفية ذات الصلة أو المتغيرات المتعددة التسلسل على الجين الواحد. وتقريباً جميع البروتينات العلاجية الجاري تنميتها وتطوريها مثل الأجسام المضادة قد تم ضبطها عن طريق اختبار متغيرات جينية عديدة للآداء أو التعبير المحسن.

التطبيقات:

تشمل التطبيقات الرئيسية للجينات المخلقة أو المصنعة توليف تتابعات من الحمض النووي تحددها تسلسل عالي الإنتاجية ولكن لا يتمّ استنساخها أبداً في البلازميدات والقدرة على الحصول الآمن على جينات لبحوث اللقاحات دون الحاجة إلى إنماء الكائنات الممرضة الكاملة. ويمكن استخدام التلاعبات الرقمية للشفرة الجينية الرقمية قبل دخولها في تخليق الحمض النووي لتحسين التعبير البروتيني في عائل معين أو إزالة القطع أو الأجزاء الغير فعالة لتيسير تضاعف أو النسخ المتماثل للحمض النووي.

الجينومات الكاملة /ميكوبلازما لابوراتوريوم:

في يوم (28 يونية عام 2007), قام فريق في معهد كريغ فنتر بنشر مقال في مجلة التعبير عن العلم وقالو أنهم قد نجحوا في زرع الحمض النووي الطبيعي من بكتريا "ميكوبلازما ميكويدس" إلى داخل الخلية البكتيرية ل"ميكوبلازما كابريكولوم" مما أعطى نوع من البكتريا يشبه في تصرفاته الميكوبلازما ميكويدس.

وفي يوم (6 أكتوبر عام 2007), أعلن " كريغ فنتر" في مقابلة مع صحيفة "الجارديان" الإنجليزية بأن نفس الفريق قام بتصنيع نسخة معدلة من كروموسوم واحد لبكتريا "ميكوبلازما جينيتاليوم " باستخدام المواد الكيميائية. وقد تم تعديل هذا الكروموسوم للقضاء على كل الجينات والتي قد أظهرت الاختبارات في البكتريا الحية بأنها غير ضرورية. وتتمثل الخطوة التالية المقررة في هذا المشروع الجينومي في زرع الحد الأدنى من الجينوم المصنع إلى داخل إحدى الخلايا البكتيرية والتي قد تم إزالة حمضها النووي مسبقا وسوف يطلق على هذه البكتريا الناتجة اسم " ميكوبلازما لابوراتوريوم ". وفي اليوم التالي, قام الفريق الكندي "أخلاقيات علم الأحياء " بإصدار بيانا عن طريق ممثلهم " بات موني " قائلا أن "إبداع" فنتر كان بمثابة " هيكلا تستطيع أن تبني عليه أي شيء تقريبا ". ولم يتم زراعة الجينوم المصنع حتى الآن إلى داخل خلية عاملة أو حية. وفي يوم (21 مايو 2010), نشرت مجلة العلم أن فريق فنتر أستطاع بنجاح أن يصنع الجينوم من بكتريا " ميكوبلازما ميكويدس " من مقياس حاسوبي وبعد ذلك قام بزرع الجينوم المصنع إلى داخل خلية موجودة من بكتريا " ميكوبلازما كابريكولوم " والتي قد تم إزالة حمضها النووي مسبقا. وهذه الخلية الناتجة كانت حية بمعنى أنها قادرة على أن تتضاعف بلايين المرات. وكان هذا الفريق قد خطط في الأصل لأن يستخدم بكتريا " ميكوبلازما جينيتاليوم " والتي قد عملوا عليها من قبل ولكنهم رجعوا وفضلوا بكتريا " ميكوبلازما ميكويدس " لأن هذه البكتريا لديها القدرة على النمو بشكل أسرع وهذا يؤدي إلى إجراء أسرع للتجارب. وقد وصفها فنتر على أنها "النوع الأول التي لديها أصل حاسوبي ". وقد سميت هذه البكتريا المتحولة " سينيثيا " بواسطة الفريق الكندي " أخلاقيات علم الأحياء ". وقد رفض الشخص المتحدث باسم فريق فنتر أن يؤكد أي اكتشاف علمي في وقت هذا النشر وذلك لأن آليات الاكتشافات الوراثية الشبيهة مثل عملية " التعداء " وهي إدخال مادة وراثية للخلية عن طريق إحداث ثغرات في الغشاء البلازمي, وعملية " التحول ", وعملية " التبييغ

أو النحاس "، أو عملية " التعداء البروتيني " وهي إدخال بروتينات غريبة إلى داخل الخلية، قد مورس البحوث القياسية والمعيارية لها لسنوات عديدة. والأن بعد إثبات الآلية للعمل باستخدام جينوم بكتريا "ميكوبلازما ميكويدس"، فمن المفترض أن يعود المشروع القادم لبكتريا "ميكوبلازما جينيتاليوم" وزرع الجينوم الخاص بها إلى داخل خلية بكتيرية أخرى من أجل إنتاج بكتريا "ميكوبلازما لابورانوريوم" المذكورة سابقا.

تخليق حيوي:

التخليق الحيوي (بالإنجليزية: Biosynthesis) هو طريقة تكون بها الخلايا الحية مركبات كيميائية معقدة من مواد أبسط. فمثلا ترتبط جزيئات بسيطة، تسمى الحموض الأمينية معا لتكوين البروتينات، كما يكون ثاني أكسيد الكربون في النباتات السكريات والنشا. تحتاج كل خلية، مثل المصانع تماما، مواد خاما وعمالا، ومصادر الطاقة قبل أن تتمكن من صنع منتجاتها. والمركبات الكيميائية البسيطة نسبيا، هي المواد الخام للتخليق الحيوي، والتي يحصل عليها الإنسان والحيوان من هضم الغذاء، وتحصل عليها النباتات من التركيب الضوئي والتنفس. أما الأحياء المجهرية مثل، البكتيريا والخميرة، فتحصل عليها من محيطها. وعمال الخلية إنزيمات، وهي جزيئات البروتين التي تسرع التفاعلات الكيموحيوية. وتحتوي الخلية على مئات أو ألوف الأنواع المختلفة من الإنزيمات، يكون كل نوع منها مسؤولا عن تسريع تفاعل محدد، أو مجموعة من التفاعلات المتشابهة.وأحد مصادر الطاقة الرئيسية للخلية هو ثالث فوسفات الأدينوزين، وهو مركب غني بالطاقة. تطلق إنزيمات خاصة الطاقة المحتواة في ثالث فوسفات الأدينوزين، متى احتاجت إلى القدرة لإحداث تفاعل. ويعيد الإنسان والحيوانات ومعظم أنواع البكتيريا، بشكل مستمر، تخزين مايسد الحاجة من ثالث فوسفات الأدينوزين بوساطة أخذ الطاقة المحرزة من الغذاء المهضوم. تجدد النباتات مايسد حاجتها من ثالث فوسفات الأدينوزين بشكل رئيسي بوساطة تجميع الطاقة من الشمس.

اختزال بيكهام:

اختزال بيكهام (Bechamp reduction) يُستخدم من أجل اختزال مركبات النيترو العطرية إلى الأنيلينات المقابلة لها، وذلك باستخدام الحديد وحمض الهيدروكلوريك.



وقد تم استخدام هذا التفاعل في الأصل لإنتاج كميات كبيرة من الأنيلين للصناعة، ولكن الهدرجة المحفزة هي الطريقة المفضلة. ويعد تفاعل بيكهام ذو أهمية في الوقت الحاضر كسبيل لتصنيع أصباغ أكسيد الحديد.

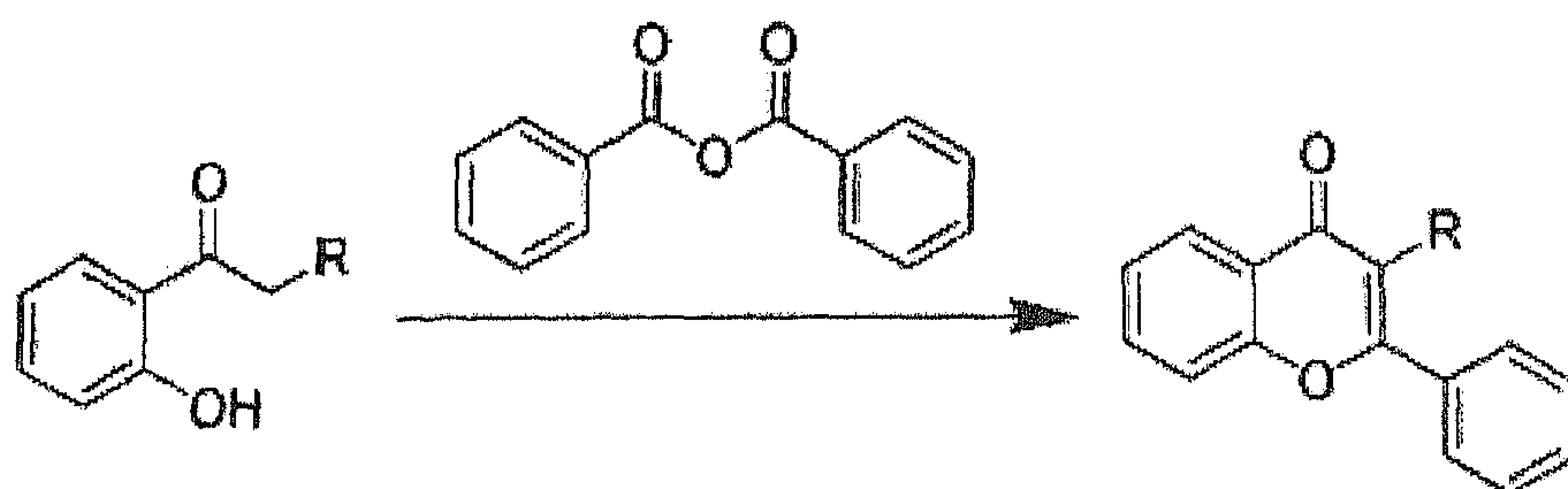
وقد تم استخدام هذا التفاعل لأول مرة بواسطة انطوان بيكهام" من أجل اختزال النيترونفثالين والنيتروبنزين عام 1854.

نطاق التفاعل:

تفاعل بيكهام قابل للتطبيق على نطاق واسع لمركبات مركبات النيترو العطرية. حيث أن مركبات مركبات النيترو الأليفاتية يعد اختزالها أكثر صعوبة، وتبقى غالباً على هيئة هيدروكسيل أمين.

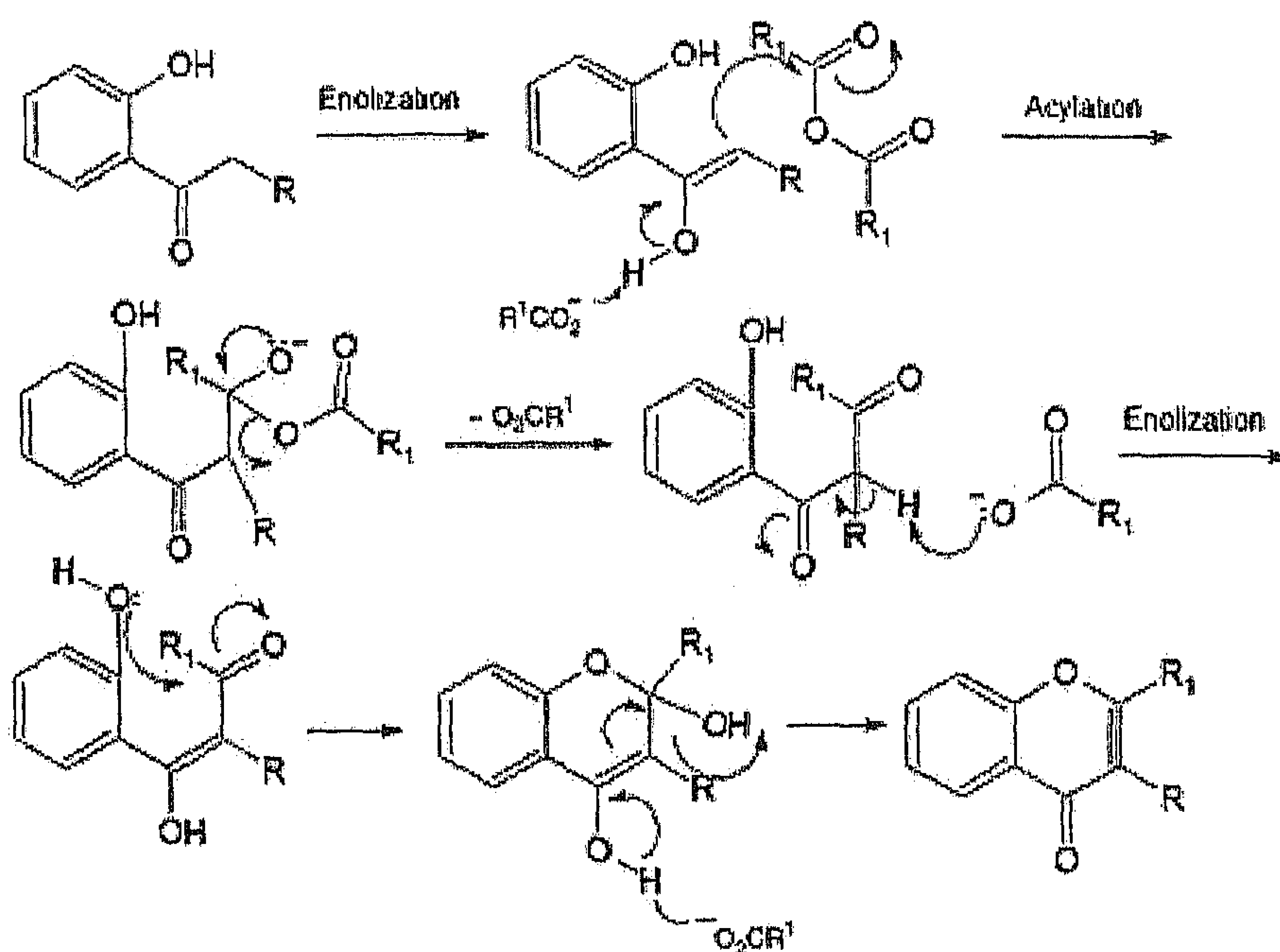
تفاعل آلان روبنسون:

تفاعل آلان روبنسون (بالإنجليزية: Allan-Robinson reaction) عبارة عن تفاعل كيميائي يحدث ما بين أورثو هيدروكسيل أريل كيتونات والأنهيدريدات العطرية وذلك من أجل تكوين الفلافونات (أو الأيزوفلافونات).



علماً بأنه إذا تم استخدام الأنهيدريدات (بلا ماءات) الأليفاتية، فإن الكومارينات قد تتكون أيضاً.

ميكانيكية التفاعل:



تفكك حراري:

التفكك الحراري (بالإنجليزية: Thermal decomposition or thermolysis) عبارة عن تفكك كيميائي بسبب التسخين. ودرجة حرارة التفكك الحراري لمادة ما هي درجة الحرارة الحرارة التي تتفكك عندها المادة كيميائياً. عادة ما يكون التفكك الحراري تفاعل ماص للحرارة عندما تكون الحرارة مطلوبة

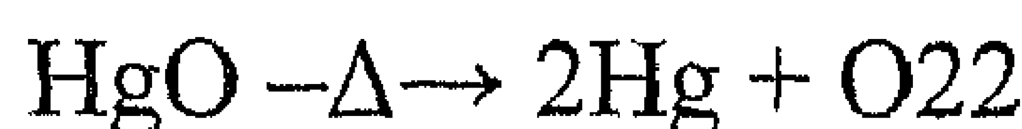
لتكسير الروابط الكيميائية في المركبات الخاضعة لعملية التفكك الحراري. أما إذا كان التفكك طارد للحرارة بشكل كافٍ، فإنه ينشأ حلقة تغذية راجعة إيجابية ينتج عنها تدهور حراري ربما يؤدي إلي انفجار.

أمثلة:

تتفكك كربونات الكالسيوم ${}_3CaCO$ إلى أكسيد الكالسيوم Cao و ثاني أكسيد الكربون ${}_2CO$ عند تسخينه:

${}_2CaO + CO \rightarrow {}_3CaCO$ ويستخدم هذا التفاعل لتحضير أكسيد الكالسيوم CaO الذي يتفاعل مع الماء لينتج هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)2 الذي يستخدم في مواد البناء.

- العديد من الأكاسيد تتفكك عند درجات حرارة عالية ومثال لذلك تفكك أكسيد الزئبق HgO لينتج الأكسجين والزئبق وقد إستخدم هذا التفاعل جوزيف بريستلي لتحضير الأكسجين للمرة الأولي.



$$HgO -\Delta\rightarrow 2Hg + O22$$

- عند تسخين الماء لدرجة حرارة تفوق 2000° م، فإننسبة صغيرة منه تتفكك إلى عناصره المكونة له:



$${}_2O + {}_2O \rightarrow 2\ H_2H2$$

- المركب الذي يتفكك عند درجة حرارة عُظمى، هو أول أكسيد الكربون CO، عند ≈ 3870 ° م (≈ 7000 ° فهرنهايت).

تجربة رذرفورد:

جعل رذرفورد جسيمات ألفا تصطدم باللوحة المعدنية المغطاة بكبريتيد الخارصين ZnS، وذلك لتحديد مكان وعدد جسيمات ألفا المصطدمة باللوحة المعدنية، وذلك من الومضات التي ظهرت عليها.

وضع صفيحة رقيقة جداً من الذهب بحيث تعترض مسار الأشعة قبل اصطدامها باللوحة المعدنية.

المشاهدة:

شاهد رذرفورد أن – معظم جسيمات ألفا نفذت دون أن تعاني أي انحراف، ونسبة قليلة جداً من جسيمات ألفا لم تنفذ من صفيحة الذهب وارتدت عكس مسارها, ووجد أن نسبة ضئيلة جداً من جسيمات ألفا نفذت خلال صفيحة الذهب ثم انحرفت عن مسارها.

الاستنتاج:

استنتج رذرفورد أن: معظم حجم الذرة فراغ، وأنه يوجد بالذرة جزء ذو كثافة عالية ويشغل حيزاً صغيراً جداً وتتركز فيه كتلة الذرة وهو الجزء الذي انعكس عن مساره, وأن نفاذ الأشعة يعني أن معظم حجم الذرة فراغ وانحراف الأشعة يعني أنها اقتربت من جسم مشحون بشحنة مشابهة (موجبة) لذلك تنافرت معها, أي أن شحنة النواة موجبة.وجد ان الذرة فيها فراغ كبير.

نموذج رذرفورد لتركيب الذرة:

من التجربة السابقة اقترح رذرفورد نموذجاً جديداً لتركيب الذرة والذي يشير إلي أن الذرة تتكون من نواة صغيرة جدا في الحجم بالنسبة لحجم الذره وثقيلة الكتلة موجبة الشحنة محاطة بإلكترونات صغيرة الحجم والكتلة ولدرجة انه عند حساب كتلة الذره فيمكن اهمال كتلتها ولا يمكن اهمال شحنتها السالبة والتي تعادل شحنة النواة الموجبة.

تجربة فاراداي للتحليل الكهربائي:

ماهية التجربة:

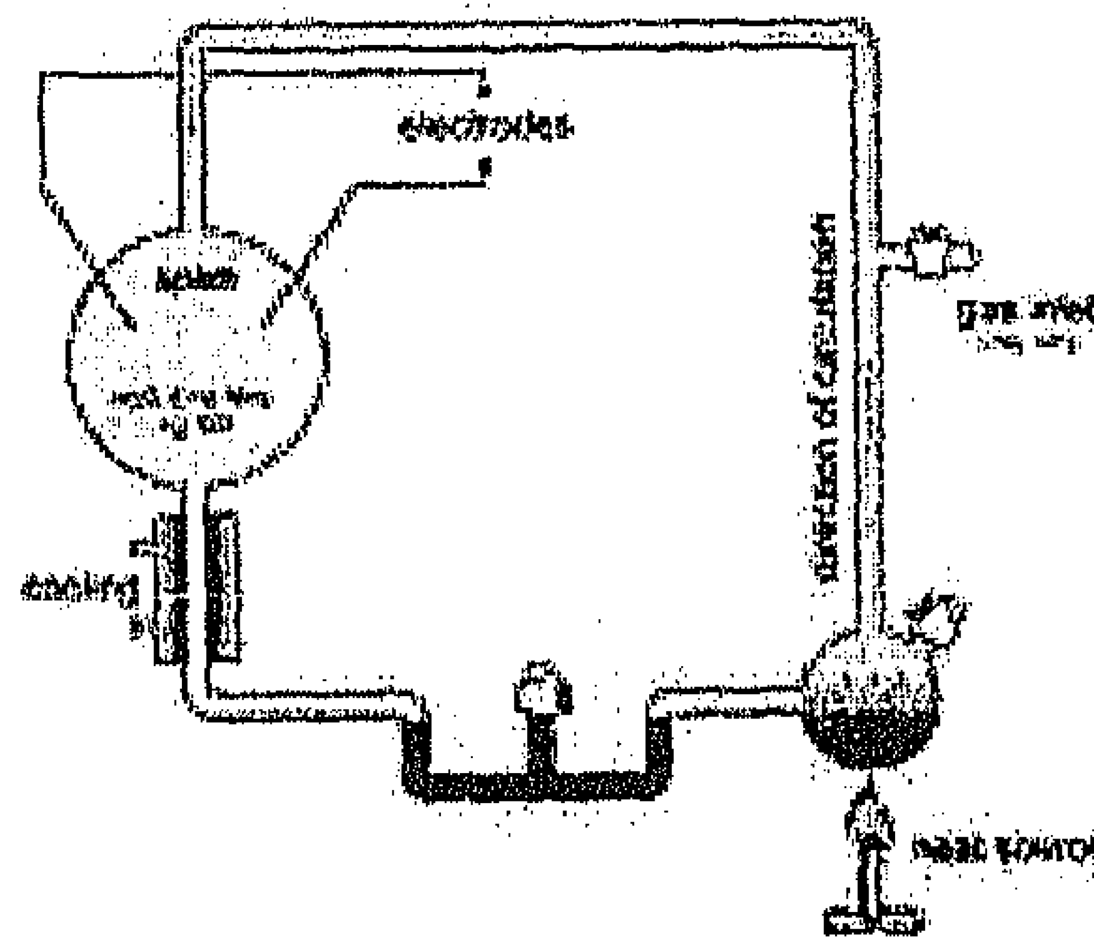
قام العالم فاراداي بعملية التحليل الكهربائي لمركب كبريتات النحاس (cu2so4) حيث وضع هذا المحلول في كأس زجاجي ثم غمس به قطبين كهربائيين – مصعد(+) ومهبط (–) – فلاحظ الآتي:

- ترسب ذرات النحاس عند المهبط (–)
- ترسب الكبريتات عند المصعد (+)
- اختفاء اللون الأزرق للمحول
- وتحولت للون مائل للحمرة

الاستنتاجات:

استنتج فاراداي أن الذرة تحتوي على شحنات كهربائية سالبة وموجبة تنتظم حسب شحنتها في التيار الكهربائي. لذلك خالف نظرية دالتون بأن الذرة كرة مصمتة حيث برهن أنها تحوي شحنات.

تجربة ميلر-يوري:



The experiment

تجربة ميلر–يوري (أو يوري–ميلر) هي إحدى التجارب التي تحاكي الشروط الافتراضية التي وجدت على الأرض المبكرة ويتم فحصها للتحقق من

حصول التطور الكيميائي. تحاول الفرضية بكل أساسي اختبار فرضية اوبارين وهالدان بأن شروط الأرض البدئية هي التي اعطت الأفضلية للتفاعلات الكيميائية التي أدت لتخليق المركبات العضوية من السوابق اللاعضوية. تعتبر هذه التجربة إحدى التجارب الكلاسيكية الأساسية في دراسة أصل الحياة، أجريت في عام 1953 من قبل ميلر وهارولد سي. يوري في جامعة شيكاغو.

المصطلحات المهمة في الكيمياء:

الذرة Atom:

اصغر جزء من المادة يحتفظ بخواص المادة ويدخل فى التفاعلات الكيميائية.

الجزىء Molecule:

اصغر جزء من العنصر او المركب يوجد فى حالة مستقلة ويحتفظ بالخواص الكيميائية الخاصة بالعنصر او المركب.

الايون Ion:

ذرة او مجموعة ذرات فقدت او اكتسبت الكترون او اكثر بحيث تكتسب شحنة كهربية (اى تصبح غير متعادلة كهربيا).

العنصر Element:

مادة تتكون من نفس النوع من الذرات (لها نفس الرقم الذرى ونفس رقم الكتلة)، ولا يمكن ان تتحلل الى مواد اخرى جديدة بواسطة الوسائل الكيميائية والفيزيائية.

الالكترون Electron:

جسيم سالب الشحنة يوجد داخل الذرة ويدور حول نواتها، ويشغل معظم الفضاء الداخلى للذرة.

البروتون Proton:

جسيم موجب الشحنة يوجد فى نواة الذرة.

النيوترون Neutron:

جسيم متعادل الشحنة يوجد فى نواة الذرة.

الرابطة الكيميائية Chemical Bond:

قوة تجذب ذرتين لبعضهما بحيث يتصرفا ككيان واحد فى جزىء او جزء من جزىء.

التفاعل الكيميائى reaction chemical:

هو عملية يتم خلالها تحويل المواد الداخلة فى التفاعل الى مواد اخرى (نواتج التفاعل)، وذلك بواسطة اعادة تنظيم او تجميع او فصل الذرات المكونة للمواد الداخلة فى التفاعل.

نقطة الغليان boiling point:

هى درجة الحرارة التى يتساوى عندها ضغط البخار المتزن للسائل مع الضغط الخارجى على السائل.

نقطة الذوبان point melting:

هى درجة الحرارة التى يتحول عندها المادة من الحالة الصلبة الى الحالة السائلة.

الكثافة density:

هى كمية الكتلة من المادة التى تشغل وحدة الحجم.

الاحتراق combustion:

تفاعل كيميائى بين المركب او العنصر مع الاكسجين ينتج عنه طاقة.

الراسب precipitate:

مركب ينتج من بعض التفاعلات الكيميائية، ولايذوب فى المحلول الذى يحدث فيه التفاعل.

المصادر والمراجع

1. موسوعة المواد الكيميائية، ط1، (أكرم علي) 2012، مؤسسة الوراق للنشر والتوزيع.
2. مبادئ الصناعات الكيميائية، ط1، (محمد مجدي) 2013، دار النشر للجامعات.
3. الكيمياء الحيوية من منظور حديث، ط1، (أحمد علي) 2013، دار الفكر العربي.
4. الكيمياء العضوية، ط1، (جلال أحمد) 2013، دار الفكر للنشر والتوزيع.
5. أساسيات الكيمياء العامة والطبيعية وتطبيقاتها، ط1، (فكري الشهاوي) 2013، مكتبة بستان العرفة.
6. الكيمياء العامة، ط1 (فواز عزت) 2012، دار الفكر للنشر والتوزيع.
7. الكيمياء العامة، ط4، (إبراهيم الخطيب) 2011، دار المسيرة للنشر والتوزيع.
8. الكيمياء العامة، ط1، (سهام أبو رمان)، دار التطبيقية للنشر والتوزيع.
9. الكيمياء العامة ج1، ط1، (وخمة أبو دهيبة) 2011، مكتبة المجتمع العربي.
10. الكيمياء العامة ج2، ط1، (وخمة أبو دهيبة) 2011، مكتبة المجتمع العربي.
11. مفتاح الإبداع لمختبر الكيمياء، ط1، (عمر حلوة)، 2012 دار كنوز المعرفة للنشر والتوزيع.
12. الكيمياء العامة، ط1، (حسن شماوتة)، 2010، الدار العربية اللبنانية.
13. أساسيات الكيمياء العامة وتطبيقاتها، ط1، (محمد مجدي)، 2009 دار النشر للجامعات.
14. الكيمياء العامة، ط1، (مصطفى محمد)، 2009، دار التراث.

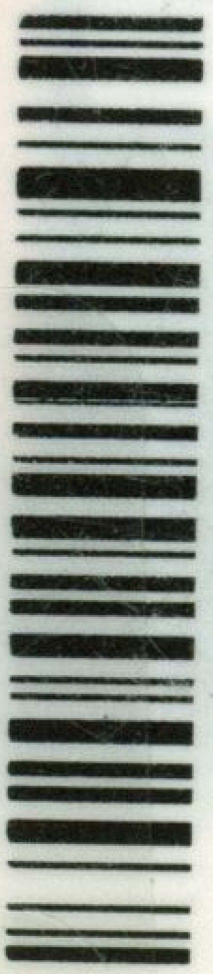
15. أمثلة وأسئلة في الكيمياء العامة، ط1، (محمد مجدي) 2009، دار المعرفة.
16. أسس الكيمياء العامة وغير العضوية، ط1، (أحمد مدحت)، 2008، دار الفكر العربي.
17. الكيمياء العامة العملية، ط1، (ناجي الصالحي)، 2008، دار عالم الثقافة للنشر والتوزيع.
18. الكيمياء العامة والطبيعية (أسس وتطبيقات)، ط1، (محمود المرشدي)، 2007، مكتبة بستان المعرفة.
19. تاريخ العلوم والتكنولوجيا، في العصور القديمة والوسطى ومكانة الحضارة الإسلامية فيه، د. مصطفى محمود سليمان، ص229، الطبعة الثانية، الهيئة المصرية العامة للكتاب، 2008.
20. محمد بن أحمد (أبو عبد الله الخوارزمي) 387 هـ، مفاتيح العلوم، إدارة الطباعة المنيرية، القاهرة.
21. عبد الحميد زايد (1966) مصر الخالدة، مقدمة في تاريخ مصر الفرعونية منذ أقدم العصور حتى 332 ق.م، دار النهضة العربية، القاهرة.
22. ول ديورانت (1961)، قصة الحضارة، الجزء الثاني من المجلد الأول، الشرق الأدنى، ترجمة محمد بدران، لجنة التأليف والترجمة والنشر، القاهرة.
23. ابن أبي أصيبعة، عيون الأنباء في طبقات الأطباء، مكتبة الحياة، بيروت 1965.
24. حاجي خليفة، كشف الظنون في أسامي الكتب والفنون، اسطنبول، 1941.
25. ابن خلدون، المقدمة، دار الكشاف، بيروت.

26. تاريخ العلوم والتكنولوجيا، في العصور القديمة والوسطى ومكانة الحضارة الإسلامية فيه، د. مصطفى محمود سليمان، ص229 - 231، الطبعة الثانية، الهيئة المصرية العامة للكتاب، 2008.
27. كتاب الكيمياء التحليلية. د. صلاح أحمد محمد.
28. أ. كريشوف أ.ياروسلافتسيف ترجمة الدكتور عيسى مسوح (1982). الكيمياء التحليلية. دار مير للطباعة والنشر.

1. http://www.almaany.com/home.php?language=arabic&word=%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A1&cat_group=1&lang_name=%D8%B9%D8%B1%D8%A8%D9%8A&type_word=2&dspl=0
2. What is Chemistry."?Chemweb.ucc.ie .http://chemweb.ucc.ie/what_is_chemistry.htm .Retrieved 2011-06-12.
3. Chemistry (.n.d.). Merriam-Webster's Medical Dictionary . Retrieved August 19, 2007.
4. Is chemistry a branch of physics? a paper by Mario Bunge
IUPAC Gold Book Definition
5. Strathern, P. (2000 .(Mendeleyev's Dream – the Quest for the Elements .New York: Berkley Books.
6. Boyle,Robert (1661 .(The Sceptical Chymist .New York: Dover Publications, Inc. (reprint .(ISBN.0486428257
7. Glaser,Christopher (1663 .(Traite de la chymie .Paris .as found in :Kim,Mi Gyung (2003 .(Affinity, That Elusive Dream - A Genealogy of the Chemical Revolution .The MIT Press .ISBN-0 .6-11273-262

8. Stahl,George, E. (1730 .(Philosophical Principles of Universal Chemistry .London.
9. Dumas, J. B. (1837). 'Affinite' (lecture notes), vii, pg 4" .Statique chimique", Paris: Academie des Sciences
10. Pauling,Linus (1947 .(General Chemistry .Dover Publications, Inc ..ISBN.0486656225
11. Chang, Raymond (1998 .(Chemistry, 6th Ed ..New York: McGraw Hill .ISBN.0-115221-07-0
12. "General Chemistry Online - Companion Notes: Matter ." Antoine.frostburg.edu . http://antoine.frostburg.edu/chem/senese/101/matter ./Retrieved 2011-06-12.
13. Hill, J.W.; Petrucci, R.H ;.McCreary, T.W.; Perry, S.S. 2005 . General Chemistry4 th ed.. Upper Saddle River, NJ: Pearson Prentice Hall.37 .
14. "Official SI Unit definitions ."Bipm.org . http://www.bipm.org/en/si/base_units ./Retrieved 2011-06-12.
15. "Top 50 Chemical Producers ."Chemical & Engineering News 83 .23-20 :(29)July 18, 2005 . http://pubs.acs.org/cen/coverstory/83/8329globaltop50.html

موسوعة الكيمياء الحديثة







دار الحامد للنشر والتوزيع
الأردن - عمان - ص.ب.: 366 عمان 11941 الأردن
هاتف: 5231081 فاكس: 009626-5235594
E-mail: dar_alhamed@hotmail.com
daralhamed@yahoo.com
www.daralhamed.net